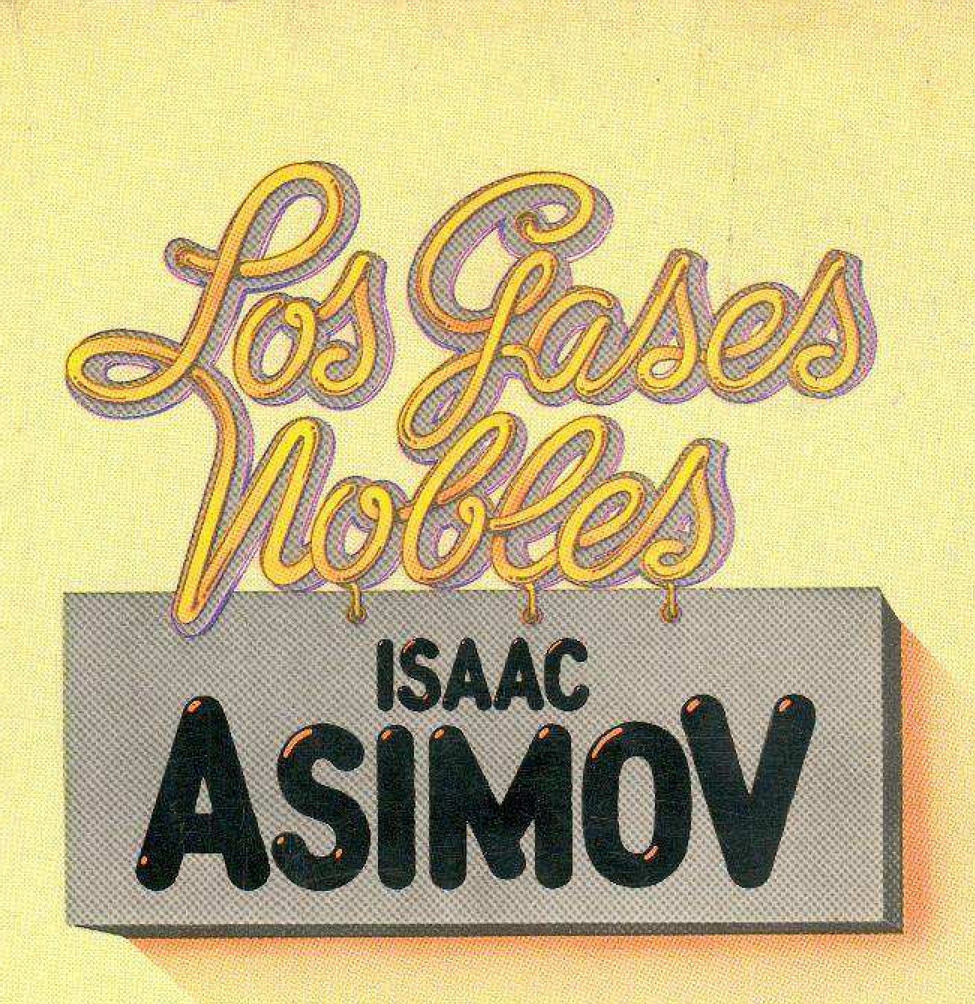
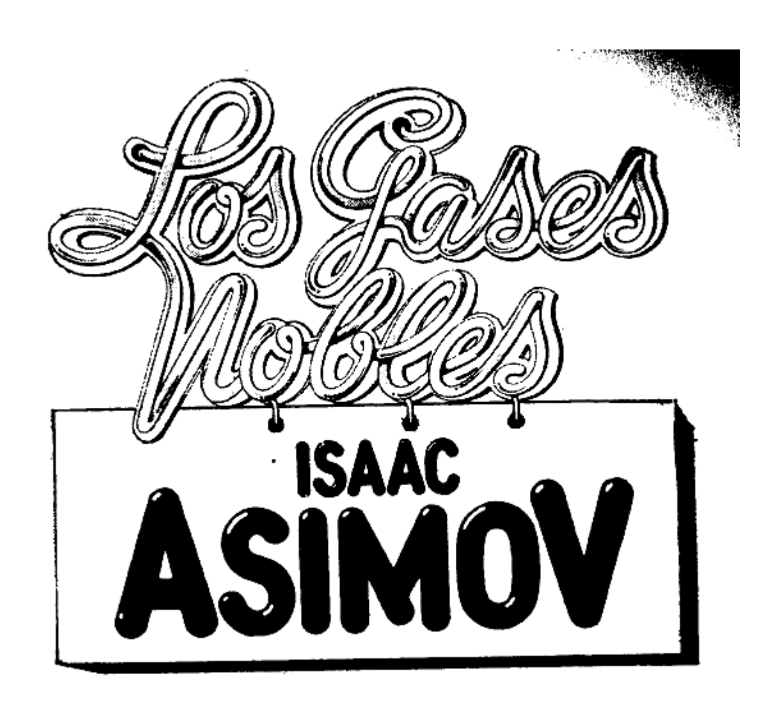


Estimulante viaje a través
del mundo de la
química moderna
y atinado recordatorio
de que en ninguna rama
de la Ciencia puede ser
considerado como
«absoluto» el
conocimiento ni darse
por «terminada» la
investigación.

LOS GASES NOBLES

Isaac Asimov



PLAZA & JANES, SA
editores

Título original: *THE NOBLE GASES*

Traducción de Pedro Debrigode

Portada de TERCETO

Primera edición: Octubre, 1982

Virgen de Guadalupe, 21-33. Esplugues de Llobregat (Barcelona)

Este libro se ha publicado originalmente en inglés con el título de «*THE NOBLE GASES*»

Printed in Spain - Impreso en España

ISBN: 84-01-37136-8

Depósito Legal: B. 35.764 - 1982

ÍNDICE

LISTA DE TABLAS

A Richard DeHaan y Pat van Doren,
que hacen divertido el
escribir libros.

1. ANTES DEL PRINCIPIO

De vez en cuando, algo particularmente asombroso e inesperado ocurre en la ciencia. De cuando en cuando, algo trastorna las normas establecidas.

Un ejemplo perfecto de tal acontecimiento tuvo lugar en 1962 cuando se obtuvieron por vez primera compuestos de gas noble. El mundo entero de la química quedó asombrado.

La persona ajena a la química puede, lógicamente, sentirse sorprendida ante tanta excitación. ¿Por qué resulta tan sorprendente que se puedan obtener compuestos de gas noble? ¿Qué son los gases nobles? ¿Por qué se les llama nobles?

En esta obra intentaré contestar a estas preguntas, entre muchas otras, y, al hacerlo, quedará revelada una peculiar coincidencia. Toda la historia de los gases nobles ha consistido en un asombroso e inesperado acontecimiento uno tras otro.

Aun cuando los gases nobles son muy poco corrientes y tienen solamente unos pocos usos especializados, ninguna otra sustancia en todo el mundo ha tenido tras ella una historia tan dramática.

Parte del drama empieza varios siglos antes de que los gases nobles fuesen descubiertos en realidad. Comienza en los difuminados años del siglo XVIII, cuando la sustancia de gran atractivo en los titulares científicos no era nada más que... aire. Para deliberar sobre el aire, debemos remontarnos muy lejos en el tiempo.

Van Helmont tropieza con el caos

Los hombres han apreciado siempre la importancia del aire; hasta los tiempos modernos, siempre han sentido cierto temor reverente por dicho elemento. Después de todo, no puede ser visto ni sentido y parece no tener peso; no obstante, cuando está en movimiento en forma de una ráfaga huracanada, puede provocar una enorme destrucción.

Por consiguiente, no debe sorprendernos que para muchos pueblos antiguos, dioses y demonios parecían cabalgar sobre el estampido de la tormenta. Con frecuencia, las palabras empleadas para designar el aire en sus diversas formas llegaron a tener también más significados misteriosos. La palabra latina *spiritus,* por ejemplo, que se refiere al aire en la forma de hálito, llegó a ser aplicada también a los seres sobrenaturales. Así, líquidos que se evaporan fácilmente y parecen desaparecer en el aire, continúan siendo llamados espíritus, de manera que mencionamos los «espíritus del alcohol» y los «espíritus de la trementina»..., pero también citamos los «espíritus celestiales».

La palabra alemana *Geist* significa a la vez hálito y seres sobrenaturales, del mismo modo, y se ha infiltrado en el idioma inglés con el término *ghost.*

Los antiguos filósofos griegos intentaron considerar el aire de un modo más positivo y realista, pero también ellos lo admitieron como algo que tenía gran importancia. Lo consideraron uno de los materiales fundamentales (o *elementos*) que contribuyeron a la formación del Universo. Para aquellos antiguos, el aire era una sustancia simple, y cualquier cosa que se evaporaba o humeaba, cualquier cosa que se transformaba en vapor o humo, simplemente se había convertido en aire.

El primer hombre en comprender que todas las formas de aire no eran necesariamente la misma sustancia fue un químico flamenco, Jan Baptiste van Helmont (1577-1644). Este científico estudió vapores de todas clases, obtenidos no sólo cuando los líquidos se evaporaban, sino también cuando se quemaba madera o carbón, o se dejaba fermentar la uva.

Le interesó particularmente la sustancia similar al aire que obtenía de quemar madera; y puesto que, con toda claridad, no se comportaba como el aire corriente, no deseaba llamarlo aire. En la búsqueda de una nueva palabra (según una historia), investigó la mitología griega. Los griegos imaginaron que el Universo, en el principio, consistió en toda clase de formas de materia en una gran y desorganizada mezcla. Esta materia primitiva, desorganizada, la llamaron «caos» y de ella se formó un universo organizado.

Para Van Helmont, las sustancias similares al aire parecían ser un poco de caos sobrante. No tenía forma ni figura, y diferentes sustancias similares al aire se mezclaban fácilmente en una grande y desorganizada amalgama. Van Helmont decidió llamar a todas esas sustancias con la antigua denominación de caos. Sin embargo, pronunció la palabra, en su nativo idioma flamenco, y lo deletreó tal como lo pronunciaba. Por esta razón, caos se convirtió en *gas* y todas las sustancias similares al aire se transformaron en gases.

Van Helmont llamó *gas sylvestre* a la sustancia similar al aire que obtenía al quemar madera, lo cual, traducido del latín, significa, pues, «gas de la madera». Empleando términos químicos modernos, podríamos llamar a este gas *bióxido de carbono*. En consecuencia, el bióxido de carbono fue el primer gas, distinto del propio aire, en ser admitido como una sustancia diferente.

El término fue aceptado en algunos países de Europa, probablemente por su similitud con la palabra alemana *Geist.* (Incluso es posible que Van Helmont derivara la palabra de *Geist,* más que de caos). Sin embargo, en Inglaterra el término «aire» para designar toda clase de gases persistió durante dos siglos después de Van Helmont.

Los gases de aire

Van Helmont se anticipó en un siglo a su tiempo. No disponía de medios para recoger determinados gases con el propósito de estudiarlos. Cualquier gas que conseguía obtener se mezclaba con el aire y se perdía.

No obstante, el estudio de los gases alcanzó madurez en el siglo XVIII. En 1727, un clérigo inglés, aficionado a las ciencias, Stephen Hales (1677-1761), publicó un libro en el cual describía sus experimentos con gases. Ideó métodos para conducir gases, mientras se iban formando, a través de tubos hasta recipientes de agua en posición vertical. El gas burbujeaba hacia arriba a través del agua, impulsándola fuera del recipiente. Por último, el recipiente tan sólo contenía gas que entonces podía ser estudiado con comodidad. Hales fue capaz de describir algunas propiedades de gases, como el bióxido de carbono de Van Helmont. También estudió aquellos gases que ahora llamamos hidrógeno, monóxido de carbono, metano y bióxido sulfuroso.

Determinados gases son solubles en el agua. Cuando son conducidos a un recipiente de agua, se disuelven en ella y desaparecen. Otro clérigo inglés, un pastor unitario llamado Joseph Priestley (1733-1804), fue el primero en llevar gases dentro de recipientes que contenían mercurio en vez de agua. De este modo, en la década de 1770,

se convirtió en el primer investigador en recoger y estudiar gases solubles en agua, como los ahora conocidos por amoníaco y cloruro de hidrógeno.

Sin embargo, todos estos gases eran sustancias especiales producidas en el laboratorio por químicos. El aire, en sí mismo, continuaba siendo *el* gas, y durante la mayor parte del siglo XVIII se le seguiría considerando como un elemento, es decir, como un bloque fundamental constructor del Universo que no podía ser disociado en ninguna otra sustancia más simple[1].

Desde luego, el aire puede transportar materias sólidas y líquidas: polvo, hollín, gotitas de agua. Puede también contener vapor de agua y otros líquidos volátiles. Pero si se eliminaban todas esas impurezas por filtración, enfriamiento y secado, lo que quedaba era verdadero aire puro; este residuo era considerado el elemento.

El primer golpe asestado a esta opinión (si bien un golpe leve) se produjo en la década de 1750, cuando un químico escocés, Joseph Black (1728-1799), estudió meticulosamente el bióxido de carbono. Entre otras cosas, descubrió que, cuando este gas era filtrado a través de una sustancia blanca sólida que ahora llamamos óxido de calcio, esta sustancia se podía desmenuzar y se convertía en carbonato de calcio.

Además, Black descubrió que si el óxido de calcio, simplemente, era expuesto al aire, sufría el mismo cambio. Con lentitud, quizá, pero con plena seguridad. Para él, esto parecía indicar que el aire corriente contenía pequeñas cantidades de bióxido de carbono. A pesar de ello, la cantidad de bióxido de carbono presente era difícil de apreciar; podía ser considerada como cualquier otra impureza. La amplia masa del aire seguía pareciendo una sustancia simple.

¿El verdadero avance excepcional se consiguió al explorar los factores de combustión? Cuando se encendía una vela dentro de un recipiente cerrado, sin aire, pronto se apagaba. Sin embargo, la vela no consumía todo el aire. En realidad, tan sólo gastaba, en comparación, una pequeña proporción. Entonces, ¿por qué se apagaba?

Black encargó la solución de este problema a un discípulo suyo, el químico escocés Daniel Rutherford (1749-1819). Rutherford aisló la porción de aire que no era consumida por la vela encendida y descubrió que nada podía arder dentro de dicha porción de aire. Ni podían vivir en ella los ratones. Esto también sucedía con el bióxido de carbono, pero la porción sin consumir del aire no tenía las propiedades del bióxido de carbono. Por ejemplo, no podía convertir el óxido de calcio en carbonato de calcio.

En 1772, Rutherford redactó un informe sobre sus investigaciones acerca del gas en el cual las velas no podían arder. Basaba sus conclusiones en la «teoría del flogisto». En el siglo XVIII los químicos creían que la combustión de una sustancia liberaba flogisto en el aire y que únicamente mediante el flogisto podía continuar ardiendo. En consecuencia, Rutherford decidió que su gas era simplemente aire que había absorbido todo el flogisto que podía contener, por lo cual lo llamó «aire flogisticado». En cuanto tuviese todo el flogisto que podía contener, ya no aceptaba más, y nada podía arder en su seno.

Mientras, Priestley estaba estudiando el aire desde otro ángulo. Calentó mercurio hasta que parte de él se combinó con el aire para formar una sustancia pulverulenta, de color rojo ladrillo, que ahora llamamos «óxido de mercurio». Priestley consiguió separar esta combinación de mercurio y aire, la colocó en un recipiente de cristal, y la calentó mediante una amplia lupa que concentraba la luz solar sobre la mezcla. La combinación mercurio/aire se fragmentó; algunas gotitas de mercurio líquido aparecieron en la superficie interior del cristal, y el aire quedó liberado. Pero este aire no era exactamente igual al aire corriente. Los objetos ardían con furia en su seno; en el rescoldo, las partículas estallaban en verdaderas llamas.

---

[1] Para una más amplia explicación de los elementos químicos y cómo llegaron a ser descubiertos, véase Isaac Asimov: *«La búsqueda de tos elementos»*.

Al parecer, el gas de Priestley era la antítesis del gas de Rutherford. El gas de Priestley aparecía como excepcionalmente bajo en flogisto; en consecuencia, aceptaba más flogisto con excepcional rapidez y los objetos ardían vorazmente en su seno. Cuando Priestley informó sobre sus hallazgos en 1774, llamó al gas «aire desflogisticado».

Los trabajos de Priestley llamaron la atención de un químico francés, Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794), que más tarde llegó a ser considerado el «padre de la Química moderna». Pero fue Lavoisier, quien, con algunos otros, introdujo finalmente la terminología química moderna, de modo que hablamos de bióxido de carbono en vez de *gas sylvestre* y de sulfato de cobre en lugar de «vitriolo azul». Lavoisier, al emplear el término de Van Helmont «gas», fue quien, finalmente, introdujo de manera definitiva su uso en el vocabulario químico.

Lavoisier había estado estudiando el modo en que algunas sustancias ardían y otras se enmohecían. Descubrió que, en cada caso, sólo se consumía una parte del aire. A la luz de los descubrimientos de Priestley, Lavoisier llegó a la conclusión de que, en lugar de dedicarse a experimentar sobre el flogisto, toda la investigación podía quedar fácilmente resuelta suponiendo que el aire no era un elemento, sino una mezcla de por lo menos dos gases, que probablemente eran elementos.

Uno de estos gases, según Lavoisier, podía soportar la combustión. Los objetos inflamables ardían en su presencia y se combinaban con él en el proceso. Lavoisier llamó a este gas *oxígeno*, derivado de las palabras griegas, *oxys*, ácido, y *gennaõ*, engendrar, porque creía que era esencial a la estructura de todas las sustancias agrias (ácidos). En esto, demostró que estaba equivocado, pero el término ha persistido.

El otro gas no podía soportar la combustión. En su presencia, las velas se apagaban y los ratones morían. Lavoisier le denominó «ázoe», del griego *a*, partícula negativa, y *zoe*, vida, gas impropio para la vida, pero el término *nitrógeno* («que produce nitro») fue adoptado más tarde porque el gas era esencial en la estructura del mineral nitro o salitre corriente.

Debido a los estudios que realizara Priestley sobre su «aire desflogisticado», hoy día se le considera el descubridor del oxígeno. Los trabajos de Rutherford sobre el «aire flogisticado» le han convertido en el descubridor del nitrógeno. Sin embargo, el análisis de la situación que hiciera Lavoisier fue más importante que cualquiera de los dos anteriores descubrimientos en sí mismos. Como resultado de los trabajos de Lavoisier, quedó demostrado que el aire filtrado seco tenía una composición de aproximadamente una quinta parte de oxígeno y cuatro quintas de nitrógeno, con mínimas cantidades de otros gases.

La burbuja de Cavendish

Ésta era la situación con respecto al estudio del aire cuando un químico inglés, Henry Cavendish (1731-1810), intervino en las investigaciones. Estaba ya interesado en el problema de los gases, ya que, en 1766, había informado con algún detalle sobre las propiedades de un gas extraño que había obtenido, haciendo reaccionar ácidos con metales. El gas en cuestión era sumamente inflamable y de una extraordinaria luminosidad; más tarde, Cavendish descubrió que cuando este gas ardía, formaba agua. Lavoisier, al enterarse, denominó enseguida al gas *hidrógeno* («que produce agua»). El hidrógeno había sido obtenido mucho antes de Cavendish; tanto Van Helmont como Hales habían trabajado con este gas. No obstante, los estudios de Cavendish eran los

primeros en ser sistemáticos y detallados, por lo que suele considerarse como el descubridor del gas.

En 1785, Cavendish experimentó directamente con aire. Por el estado de sus trabajos, podemos suponer que no estaba convencido de que el aire tan sólo consistía de dos gases: oxígeno y nitrógeno. La evidencia era insuficiente.

Podemos deducirlo del modo siguiente: La presencia de oxígeno parece evidente porque el oxígeno hace algo, por ejemplo, se combina con la sustancia de las velas que arden. El gas que queda después que el oxígeno desaparece recibió su nombre únicamente debido a que no hacía nada. ¿Cómo se podía estar seguro de que sólo había una sustancia en el aire que no hacía nada? ¿No era posible que hubiese dos, tres, cuatro, o cualquier número de gases que eran por completo diferentes, excepto que ninguno de ellos podía permitir la combustión?

Al fin y al cabo, el bióxido de carbono no soporta la combustión ni tampoco el vapor de agua. Si el bióxido de carbono y el vapor de agua se mezclaban con nitrógeno, la mezcla no soportaría la combustión. Si se colocara una vela encendida en esta mezcla, pronto se apagaría. Los ratones introducidos en dicha mezcla morirían. Sin embargo, todo ello no proporcionaría una base suficiente para decidir que la mezcla era nitrógeno puro.

Cada uno de los componentes de esta mezcla tenía que ser identificado por alguna característica positiva. Por ejemplo, si la mezcla fuese enfriada hasta por debajo del punto de congelación del agua, la mayor parte del vapor de agua se solidificaría en hielo. Si lo que quedase fuera burbujeado a través de agua, la mayor parte del bióxido de carbono se disolvería. Lo que quedase —impermeable al frío ordinario, insoluble en agua— sería nitrógeno. Pero ¿lo sería? ¿Podía tenerse la certeza de que no había otros gases que no soportasen la combustión y que tampoco eran afectados por el frío y el agua?

Si éste era el razonamiento de Cavendish, entonces resultaba imperativo para él hallar algo que hiciese el nitrógeno, y comprobar si todo el gas que fue llamado nitrógeno lo hiciera realmente.

Para sus propósitos, Cavendish recurrió a la electricidad. En el siglo XVIII, la corriente eléctrica, ahora tan familiar para nosotros, no era conocida, pero los artefactos de electricidad estática eran populares. En tales artefactos podía producirse una carga eléctrica mediante fricción, que era almacenada. Cuando la carga acumulada llegaba a ser suficientemente potente, podía hacerse saltar una chispa a través de una pequeña cantidad de aire. Cuando esta chispa eléctrica saltaba a través del aire, el nitrógeno y el oxígeno de sus proximidades eran obligados a cambiarse, formando compuestos que eran solubles en agua, aunque el nitrógeno y el oxígeno, individualmente, no lo eran.

Aquí había algo que podía dar resultados significativos. Si las chispas eléctricas eran pasadas a través de aire en un recipiente cerrado y el aire burbujeado a través de agua, parte del nitrógeno y oxígeno quedaría suprimida. Por último, todo el nitrógeno y el oxígeno podrían ser suprimidos transformándose en compuestos solubles en agua; cualquier tipo de gas que quedase no sería ni oxígeno ni nitrógeno.

Seguramente, si Cavendish hubiera comenzado su experimento sólo con aire puro, su chispa eléctrica habría dejado de ser efectiva después cuando una cuarta parte del aire hubiese quedado eliminada. Pero, en primer lugar, el aire contiene únicamente una quinta parte de oxígeno. Este oxígeno se combina aproximadamente con la mitad de su peso de nitrógeno, o sea, que, cuando una cuarta parte del aire ha quedado eliminada, ya no queda oxígeno.

En consecuencia, Cavendish añadió oxígeno puro adicional al aire hasta conseguir una mezcla de gas compuesto de cinco partes de oxígeno por tres partes de nitrógeno. En estas condiciones, casi cada porción de aire se transformaba por fuerza en

una combinación soluble en agua. Parecía, pues, que el gas llamado nitrógeno era realmente nitrógeno durante todo el proceso.

Pero había algo más. Aquí teníamos el primer aspecto teatral. ¡Permanecía una pequeña burbuja de gas que no se combinaba con oxígeno! Cavendish añadió un poco de oxígeno, produciendo chispa tras chispa, después eliminó el oxígeno, y descubrió que la minúscula porción restante de gas continuaba intacta. Continuó provocando destellos durante semanas sin ningún efecto visible en la burbuja final.

Aquella última porción de gas, que se comportaba de modo diferente que el oxígeno y el nitrógeno, venía a ser aproximadamente el 1/120 de la muestra de aire original, según los cálculos de Cavendish. De esto podía extraerse la conclusión de que cerca del 99% de la porción de aire que se suponía era nitrógeno lo era realmente.

Pero aquella última porción indestructible tenía que ser un gas distinto y uno con propiedades más bien extrañas. Ya resultaba bastante difícil el forzar al nitrógeno para que se combinara con el oxígeno. Únicamente el calor, por ejemplo, no lo conseguía (y por suerte que fuera así, ya que en caso contrario la atmósfera se convertiría en llamas ante la simple acción de encender un fósforo). Una chispa eléctrica sin duda alguna forzaría a unirse al nitrógeno y el oxígeno, pero únicamente en la inmediata vecindad y tan sólo mientras la chispa perdurase. Tan pronto como cesara la chispa, se terminaba la combinación. (De no ser por esto, la atmósfera estallaría en llamas al primer relámpago, ya que el rayo no es otra cosa que una chispa eléctrica gigantesca).

En otras palabras, el nitrógeno es un gas inerte, porque su rechazo a combinarse con otras sustancias, excepto en determinadas condiciones, puede ser considerado como el resultado de la inercia, o una especie de pereza.

Sin embargo, el gas de Cavendish era mucho más inerte que el nitrógeno. De hecho, parecía completamente inerte; y, por entonces, nada parecido se conocía en química.

Tal vez la propia rareza de un gas tan completamente inerte (un «gas noble», como se le llama en la actualidad) más bien trastornó a los químicos, que mostraron tendencia a seguir por otros caminos. Nadie siguió investigando basándose en el informe de Cavendish, y al parecer, dio la impresión de desvanecerse de la mente de los químicos durante algo más de cien años.

Los químicos fueron resolviendo la composición del aire de modo cada vez más delicado, pero dieron por sentado que cualquier cosa que no fuese oxígeno era nitrógeno. En 1890, parecía no existir la menor duda de que, fuera cual fuese la composición del aire puro, era la expuesta en la tabla 1.

TABLA 1. *Composición del aire (descrita en 1890)*

Gas	Porcentaje por volumen
Nitrógeno	79
Oxígeno	21
Bióxido de carbono	0,04

Líneas de luz

El descubrimiento por Cavendish de un gas noble no prevaleció, y como si esto no fuese ya bastante decepcionante (ahora que lo contemplamos desde una panorámica

retrospectiva), un segundo descubrimiento tampoco tuvo aceptación setenta años después.

Este segundo descubrimiento era completamente distinto al de Cavendish. Afectaba más a la luz que a la electricidad, y no era en absoluto un asunto químico. Más bien podría ser considerado como parte de la historia de la Astronomía.

Este nuevo informe empieza realmente con el científico inglés Isaac Newton (1642-1727), quien, en 1665, descubrió que si un rayo de luz solar se hacía pasar a través de un trozo triangular de cristal (un «prisma») se esparcía en una franja de colores. Newton llamó a esta franja de colores *spectrum*, una palabra latina que se empleaba para denominar cualquier «aparición fantasmal», ya que los colores aparecían donde antes nada había sido visible y podían ser vistos, pero no sentidos, al igual que tantos espectros. (La misma sucesión de colores aparece en el arco iris; en realidad, el arco iris es un espectro que tiene lugar de manera natural formándose cuando la luz solar pasa a través de gotitas de agua que quedan suspendidas en el aire inmediatamente después de una lluvia).

Enseguida resultó evidente que este descubrimiento era de la mayor importancia en la investigación de la luz. No obstante, durante cerca de dos siglos, nadie sospechó que también sería de importancia crucial para la Química.

En 1814, el primer paso dado en esta dirección fue iniciado por un óptico alemán, Joseph von Fraunhofer (1787-1826). Se dedicaba a estudiar el refinado cristal que empleaba para construir sus instrumentos, y estaba probando sus efectos sobre un rayo de luz solar que surgía de una estrecha hendidura y seguidamente pasaba a través de un prisma. Fraunhofer observó que los espectros que se formaban estaban cruzados por numerosas rayas oscuras. Midió la posición de varias de estas rayas y rotuló las más destacadas desde la A hasta la K. En su memoria siguen llamándose todavía, a veces, «rayas de Fraunhofer».

En las décadas siguientes, algunos científicos estudiaron estas rayas con creciente curiosidad. El punto culminante se alcanzó con los trabajos del físico alemán Gustav Robert Kirchhoff (1824-1887). Consiguió demostrar que cuando los elementos eran calentados hasta el grado en que desprendía luz, y esta luz se pasaba a través de un prisma, quedaba dividida en una banda de brillantes líneas de diversos colores contra un fondo oscuro. En otras condiciones, un elemento podía ser inducido a producir una banda idéntica de líneas oscuras contra un telón de fondo de color continuo.

Kirchhoff, en colaboración con el químico alemán Robert Wilhelm von Bunsen (1811-1899), construyó un *espectroscopio*, un aparato mediante el cual podía producir las rayas y medir su posición. Demostró que cada elemento producía una banda específica de rayas distintas de la de cualquier otro elemento. En efecto, ningún elemento producía siquiera ni una simple raya que estuviera exactamente en la misma posición que una raya particular producida por otro elemento. (Era como si cada elemento produjera su propia «huella dactilar» de luz).

Si se calentaba un mineral hasta el punto en que resplandecía, las diversas rayas que producía eran suficientes para indicar la naturaleza de los elementos presentes. En 1859, Kirchhoff y Bunsen habían establecido una nueva técnica química, el *análisis espectroscópico*.

En consecuencia, si un mineral calentado producía una o más rayas espectrales que aparecían en nuevas posiciones que no duplicaban las posiciones de las rayas de ninguno de los elementos conocidos, existían sólidas razones para sospechar la existencia de un nuevo elemento. En 1860, Kirchhoff y Bunsen localizaron nuevas rayas en el espectro formado por calentamiento de un determinado mineral; por tanto, dedujeron la presencia de un nuevo elemento. Le llamaron *cesium* (cesio) de una palabra latina que significa «cielo azul», debido al color de la nueva raya. Al año

siguiente, descubrieron otro elemento por el mismo procedimiento, el *rubidium* («rojo», rubidio, por el color de la nueva raya).

Dos nuevos elementos fueron descubiertos por el mismo procedimiento en los años siguientes: *thallium* («talio, rama verde»), por el físico inglés William Crookes (1832-1919), en 1861, y el *indium* (indio, «añil») por dos mineralogistas alemanes, Ferdinand Reich (1799-1882) y Hieronymus Theodor Richter (1824-1898), en 1863.

En cada caso, una vez quedaba señalado el nuevo elemento, el mineral podía ser tratado mediante procedimientos químicos corrientes, y el elemento resultante era aislado y estudiado. En consecuencia, casi de inmediato, la Espectroscopia consiguió un enorme prestigio.

Parecía evidente que las rayas oscuras que Fraunhofer había observado en el espectro de la luz solar debían ser producidas por elementos en el Sol. Un astrónomo sueco, Anders Jonas Angström (1814-1874), estudió meticulosamente el espectro solar en 1861 y demostró que algunas de sus rayas ocupaban posiciones idénticas que las producidas por hidrógeno incandescente. Por consiguiente, podía extraerse la conclusión de que el hidrógeno estaba presente en el Sol. Un astrónomo inglés, William Huggins (1824-1910), estudió el espectro producido por cuerpos astronómicos distintos al Sol y demostró cuáles eran los elementos específicos que podían ser localizados en ellos.

El análisis espectroscópico estaba progresando rápidamente de triunfo en triunfo y estaba preparando el escenario para el dramático acontecimiento del año 1868. En este año se produjo un eclipse total que sería visible en la India, por lo que acudieron astrónomos desde todas las partes del mundo. Durante los eclipses es posible estudiar objetos en la superficie solar, tales como chorros de gas llameante llamados «protuberancias», así como la corona del astro, y su delgada atmósfera exterior. Por lo general, cuando el brillante disco del Sol no está oscurecido por la Luna, estos detalles comparativamente tenues, como las prominencias y la corona, están por completo apagados. Uno de los astrónomos que llegó a la India fue un francés, Pierre Jules César Janssen (1824-1907). Llevó consigo un espectroscopio, que intentaba emplear en sus observaciones. Janssen dejó que la luz de la parte exterior del astro solar pasara a través del espectroscopio de modo que quedasen formadas unas rayas brillantes. Registró su posición y encontró una que, hasta donde él sabía, ocupaba una posición que no pertenecía a ninguna de las rayas de ningún elemento conocido.

No se consideraba a sí mismo suficientemente experto en análisis espectroscópico para llevar adelante aquel asunto; en realidad, ni siquiera mencionó la raya en su informe final del eclipse. Sin embargo, envió el dato a un astrónomo inglés, Joseph Norman Lockyer (1836-1920), quien estaba realizando importantes trabajos en espectroscopia.

Lockyer meditó sobre el tema, estudiando el espectro solar por su cuenta, y encontró la raya. No pudo duplicarla con ningún elemento conocido. Lockyer decidió que un nuevo elemento estaba involucrado, uno que estaba presente en el Sol, pero que, por el momento, era desconocido en la Tierra. Sugirió que el nuevo elemento fuera denominado *helium* (helio), derivado de la palabra griega para designar el «Sol».

La sugerencia de Lockyer fue descartada por el mundo de la química. Los análisis espectroscópicos podían descubrir nuevos elementos, de acuerdo, pero los químicos opinaban que ellos tenían que confirmar los descubrimientos mediante análisis ortodoxos. No estaban todavía preparados para aceptar la evidencia espectroscópica como suficiente por sí misma, sin una confirmación química, para demostrar la existencia de un elemento en el cielo que no era conocido en la Tierra.

En consecuencia, el tema quedó olvidado hasta cerca de finales del siglo. Durante toda una generación, nadie sospechó que la «línea de Janssen-Lockyer» pudiera

ser la segunda ocasión en que la existencia de los gases nobles había estado a punto de ser descubierta.

El gas atrapado

Al declinar el siglo XIX se habían realizado dos descubrimientos de los gases nobles, que fueron registrados y después ignorados. Un tercer caso falló aun más lastimosamente.

Un mineralogista americano, William Francis Hillebrand (1853-1925), estaba tratando un mineral con ácido, un procedimiento de rutina. El mineral era *uranita* (más corrientemente conocido por pechblenda, óxido natural del uranio), el cual es rico en metal uranio pesado.

Hillebrand halló que, con este tratamiento, burbujeaban pequeñas cantidades de gas. Esto no era sorprendente, ya que los minerales, mientras van formándose, atrapan a menudo diminutas burbujas de gas que se solidifican en su sustancia. Tales minerales suele decirse que contiene *gas ocluido*.

El gas que Hillebrand obtuvo no era soluble en agua, no reaccionaba con el oxígeno cuando se le calentaba, era incoloro, inodoro e insípido. En aquellos días, un gas incoloro, inodoro, insípido e inerte solamente tenía una definición: nitrógeno. La conclusión era razonable, puesto que el nitrógeno estaba siempre presente en el aire y, por consiguiente, siempre al alcance para ser absorbido por minerales mientras se iban formando.

Hillebrand estudió el espectro del gas; en efecto, halló rayas representando al nitrógeno. Esto parecía dejar resuelto el asunto, y, por consiguiente, Hillebrand publicó sus resultados en 1890, informando de la presencia de nitrógeno ocluido en la uranita.

Pero había otras rayas en el espectro del gas; Hillebrand también se refirió a estas rayas, pero no pudo identificarlas. De hecho, no pudo identificarlas, pero, por alguna razón, decidió no continuar adelante con esta investigación. Al tomar esta decisión, perdió su oportunidad de conseguir gran renombre. Lo mismo que Cavendish, tuvo realmente a su alcance una muestra de gas noble (Por el momento, me referiré a éste como el «gas de Hillebrand»).

2. ARGÓN

La hipótesis de Prout

Con dos aciertos y un fallo descartados, podemos ahora pasar al descubrimiento que finalmente se hizo notar por sí mismo. Se consiguió mediante un procedimiento de investigación del cual nadie probablemente pudo haber sospechado que daría los resultados que produjo. Se trata de un caso clásico de científicos que buscan una cosa e inesperadamente encuentran otra de naturaleza mucho más sorprendente[2].

El procedimiento de investigación comenzó con el químico inglés John Dalton (1766-1844), quien, en 1803, fue el primero en exponer su *teoría atómica*, que implicaba la sugerencia de que toda materia está compuesta por minúsculos átomos. Todos los átomos de un determinado elemento eran similares, de acuerdo con esta teoría, pero los átomos de cualquier otro elemento eran diferentes a los de todos los demás.

Dalton se percató de que la característica distintiva de las diferentes clases de átomos, era su peso; fue el primero que intentó descubrir en qué podía consistir el *peso atómico* de los distintos elementos. Por entonces, no se disponía de una técnica (ni se dispuso de ella hasta un siglo después) mediante la cual pudiera ser determinado el verdadero peso de un átomo individual, pero los pesos relativos sí podían ser fijados. Es decir, si se asignaba un número arbitrario a un átomo de algún elemento, entonces sería posible establecer si el átomo de otro elemento era la mitad de pesado, o dos veces más pesado, en cuyo caso se le podía asignar también un número arbitrario. Por ejemplo, se estableció la costumbre de asignar el número 16 al átomo de oxígeno, de modo que podía decirse que el peso atómico del oxígeno era 16. Resultó que el átomo de hidrógeno tenía un peso aproximadamente de 1/16 con respecto al átomo de oxígeno, por lo cual al hidrógeno se le podía asignar el peso atómico de 1. El átomo de carbono pesaba 3/4 con relación al átomo de oxígeno; en consecuencia, al carbono se le podía asignar un peso atómico de 12. Del mismo modo, se podía determinar que el nitrógeno tenía un peso atómico de 14; el azufre, 32; el sodio, 23, y así sucesivamente.

En las primeras listas establecidas por Dalton todos los pesos atómicos estaban representados por números enteros. Esto mostraba el aspecto de ser más de lo que cabía esperar de una coincidencia. En 1815, se publicó un artículo anónimo que sugería que todos los átomos estaban formados por hidrógeno. Puesto que el hidrógeno tenía un peso atómico de 1, todos los demás pesos atómicos tenían que ser números enteros. El autor anónimo resultó ser el físico inglés William Prout (1785-1850), y la sugerencia se llamó *hipótesis de Prout*.

Era una sugerencia atractiva, ya que reducía el Universo a una simple sustancia: el hidrógeno. Todo lo demás estaba formado por combinaciones de esta única sustancia básica. Tanto los científicos como los filósofos habían estado investigando para hallar una evidencia de esta creencia, incluso desde los tiempos de la antigua Grecia, aproximadamente unos 2.500 años antes. ¿Podía ahora realmente existir tal evidencia?

---

[2] Este procedimiento se llama en inglés *serendipity*, por Serendib, el antiguo nombre de la isla de Ceilán. Debe este nombre a un relato titulado *«Los tres príncipes de Serendib»*, escrito por el novelista inglés Horace Walpole, en el cual los tres príncipes persisten en hallar, a través de incidencias, objetos más valiosos que los que estaban buscando.

En caso de ser cierta la hipótesis de Prout, todos los pesos atómicos necesariamente tenían que ser números enteros. A medida que se iban consiguiendo más datos, esto no quedó confirmado.

En 1828, el químico sueco Jöns Jakob Berzelius (1779-1848) publicó una lista de pesos atómicos que eran el resultado de un trabajo mucho más concienzudo y meticuloso que lo había sido el de Dalton. Una cierta cantidad de elementos demostraban tener pesos atómicos que no eran números enteros. Empleando ejemplos de tablas modernas, el cloro tiene un peso atómico aproximado de 35,5; el boro, de alrededor de 10,8; el cobre, aproximadamente, 63,5; el magnesio, de 24,3, y así sucesivamente. En efecto, parecía que Berzelius había refutado la validez de la hipótesis de Prout.

No obstante, los químicos seguían teniendo sus dudas. No es fácil determinar los pesos atómicos. El químico debe trabajar con material completamente puro. Debe provocar reacciones químicas de tal modo que conozca con toda exactitud qué cambios químicos están teniendo lugar. Debe pesar los diversos elementos que toman parte en estos cambios, así como los compuestos de que están formados, y todo ello con gran exactitud.

Los pequeños errores que pueden cometerse en cualquiera de estos cálculos influyen de manera decisiva en la determinación del peso atómico.

En consecuencia, durante todo el siglo XIX, los químicos intentaron determinar y volver a determinar los pesos atómicos con el máximo posible de exactitud para comprobar si la hipótesis de Prout era realmente válida o no. A lo largo del siglo XIX, los resultados parecieron confirmar plenamente el trabajo de Berzelius una y otra vez. La hipótesis de Prout fue eliminada una docena de veces.

En 1882, John William Strutt, tercer barón Rayleigh (1842-1919), por lo general mencionado como Lord Rayleigh, emprendió la tarea de intentar la comprobación del problema una vez más. Trabajó con aquellos elementos que, en condiciones corrientes, existen como gases: en particular, oxígeno, hidrógeno y nitrógeno.

Por entonces, los químicos tenían buenas razones para creer que la densidad de estos gases estaba en relación directa con su peso atómico. En otras palabras, si era verdad que los pesos atómicos del hidrógeno, nitrógeno y oxígeno eran exactamente 1, 14 y 16, respectivamente, entonces la densidad del nitrógeno debía ser 14 veces mayor que la del hidrógeno y la del oxígeno tenía que ser dieciséis veces superior que la del hidrógeno.

Expuesto de esta manera, parece sencillo; pero, en la práctica, medir la densidad de los gases con la suficiente exactitud para determinar sus pesos atómicos puede resultar muy difícil. Rayleigh persistió en esta tarea, a intervalos, durante diez años, antes de que pudiera informar con certeza, en 1892, que la densidad del oxígeno no era, con toda exactitud, dieciséis veces mayor que la del hidrógeno. Era solamente 15,882 veces mayor.

Esto significaba que si al átomo de oxígeno se le había atribuido un peso atómico de 16, al átomo de hidrógeno había que asignarle el de 1,007, puesto que 16/15,882 = 1,007.

También significaba que si el átomo de oxígeno estaba formado por átomos de hidrógeno, en tal caso tenía que estar formado por 15,882 átomos de hidrógeno. En 1892, los químicos seguían estando convenidos de que era imposible que los átomos pudieran ser desmenuzados en fracciones. Los átomos de oxígeno podían ser formados por 15 átomos de hidrógeno, o 16, pero nunca por 15,882 átomos de hidrógeno.

Una vez más, la hipótesis de Prout parecía quedar rebatida.

El rompecabezas de Rayleigh

Pero esto no constituía todo el trabajo de Rayleigh. También había medido la densidad del nitrógeno, y, salvo por un detalle, pudo haber informado que su densidad era catorce veces ligeramente inferior a la del hidrógeno, de modo que los átomos de nitrógeno no podían estar formados por átomos de hidrógeno, ni tampoco los átomos de oxígeno.

El detalle que le detenía versaba en torno a la pureza del nitrógeno que empleaba. Rayleigh, al medir sus densidades, empleaba muestras de gas que preparaba con diferentes métodos. Su razonamiento radicaba en que, cuando preparaba un gas, éste podía contener una impureza con una particular densidad propia que cambiaría levemente la exacta densidad absoluta del gas. Esta impureza podía aparecer a causa del método particular de preparación. Si preparaba el mismo gas de tres modos distintos, podía haber tres impurezas diferentes y tres densidades absolutas diferentes. Por otra parte, si el mismo gas, elaborado según métodos distintos tenía siempre precisamente la misma densidad, ésta era una sólida evidencia para suponer que no estaba presente ningún rastro perceptible de impurezas.

En los casos del oxígeno y del hidrógeno, Rayleigh no se encontró con dificultades. El hidrógeno, cuidadosamente preparado de muy distintas maneras, siempre daba la misma densidad, y lo mismo sucedía con el oxígeno.

Sin embargo, no pasaba lo mismo con el nitrógeno. En un caso, Rayleigh había obtenido nitrógeno de aire seco, filtrado, del cual había sido eliminado el oxígeno mediante el procedimiento de hacerlo pasar sobre cobre al rojo vivo. Todo el oxígeno se combinó con el cobre mientras el nitrógeno, intacto, pasó de largo. Podemos llamar a este gas «nitrógeno atmosférico».

También había preparado nitrógeno de este modo, tras añadir una cantidad de amoníaco al aire. El amoniaco es un gas formado por una combinación de nitrógeno e hidrógeno. En presencia de cobre al rojo vivo, los átomos de hidrógeno del amoníaco son eliminados a la vez que el oxígeno del aire, y el nitrógeno que resulta procede en parte del aire y en parte del amoníaco. Nos referiremos a éste como «nitrógeno amoniacal», aunque, parcialmente, proceda también del aire.

En teoría, el nitrógeno atmosférico y el nitrógeno amoniacal deberían tener la misma densidad. Al fin y al cabo, el nitrógeno es nitrógeno.

No obstante, los meticulosos cálculos de Rayleigh demostraron que el nitrógeno amoniacal era característicamente menos denso que el nitrógeno atmosférico, casi un 0,1% menos denso.

Una discrepancia de sólo un 0,1% no es excesiva, pero era demasiado importante para que Rayleigh la pasara por alto. El cuidado con que hacía sus mediciones era tan grande que una diferencia de esta magnitud no tenía razón de aparecer; no la había en el caso del hidrógeno y del oxígeno. Sin embargo, por más que repetía el experimento, Rayleigh obtenía siempre los mismos resultados: el nitrógeno amoniacal era claramente menos denso que el nitrógeno atmosférico.

Rayleigh pensó cuatro posibles explicaciones.

Primera: ¿Era posible que el nitrógeno atmosférico todavía contuviese algo de oxígeno? El oxígeno es un poco más denso que el nitrógeno atmosférico. Pero el oxígeno tan sólo era ligeramente más denso que el nitrógeno; para elevar la densidad en 0,1, tendría que estar presente una cantidad considerable de oxígeno, casi el 1% del gas total. Esto sería suficiente para que con suma facilidad se descubriera su presencia y también para que pudiera ser eliminado. Sin embargo, no se descubría ninguna impureza de oxígeno. ¡Eliminada esta posibilidad!

Segunda: ¿Era posible que el nitrógeno amoniacal todavía contuviese algo de hidrógeno? El hidrógeno era menos denso que el nitrógeno y, en consecuencia, de estar presente, reduciría la densidad del nitrógeno amoniacal. Por añadidura, el hidrógeno era considerablemente menos denso que el nitrógeno, por lo que se requeriría mucho esfuerzo para rebajar la densidad en la cantidad requerida. Incluso así, la cantidad precisa era demasiado grande. El hidrógeno podía ser descubierto fácilmente y eliminado incluso en las pequeñas cantidades necesarias para explicar la discrepancia, pero no era detectado. Simplemente, no estaba presente. Eliminada la segunda posibilidad.

La tercera posibilidad exige una pequeña explicación preliminar. Los gases (nitrógeno, hidrógeno y oxígeno) no están constituidos por átomos simples y separados, sino que los átomos de estos gases muestran gran tendencia a combinarse con otras clases de átomos; si no están presentes otras clases de átomos, entonces se combinan entre sí.

Las combinaciones de átomos se llaman *moléculas*. Dado que los átomos de hidrógeno se combinan por parejas, el hidrógeno gaseoso está compuesto realmente de *moléculas de hidrógeno*, cada una formada por una pareja de átomos de hidrógeno. Del mismo modo, el oxígeno y el nitrógeno están formados por *moléculas de oxígeno* y *moléculas de nitrógeno*, con ambos grupos de moléculas constituidos por parejas de átomos.

Es habitual entre los químicos representar los átomos de los elementos hidrógeno, oxígeno y nitrógeno mediante sus letras iniciales H, O y N, respectivamente. Las correspondientes moléculas, formadas por dos átomos cada una, quedan representadas por H_2, O_2, N_2.

Sucede también que, en determinadas condiciones, los átomos de oxígeno pueden ser colocados juntos tres a la vez, para formar una molécula representada por O_3. Estas moléculas constituyen el gas *ozono*, el cual, como se ve, es una forma de oxígeno.

El ozono contiene una cantidad más elevada de energía que el oxígeno corriente; dejándole actuar por su cuenta, muestra tendencia a disociarse de nuevo en oxígeno corriente. Es difícil constreñir este tercer átomo dentro de la molécula. Un modo de conseguirlo es empleando chispas eléctricas que pasan a través de oxígeno. La energía eléctrica impulsa a que se reúnan tres átomos, de oxígeno del mismo modo que Cavendish hacía para que se juntaran átomos de nitrógeno y átomos de oxígeno.

Consideremos ahora el ozono (O_3) y el oxígeno corriente (O_2). Los químicos tienen buenas razones para creer que el mismo número de moléculas ocupan el mismo volumen en el caso de ambos gases (de hecho, en el caso de todos los gases), en condiciones equivalentes de temperatura y presión. No obstante, las moléculas de ozono contienen una mitad más como tantos átomos componen las moléculas de oxígeno. Por cada 100 átomos de oxígeno en un volumen determinado de oxígeno (50 O_2 moléculas), hay 150 átomos de oxígeno en el mismo volumen de ozono (50 O_3 moléculas). En consecuencia, la densidad del ozono debería ser una mitad más elevada que la del oxígeno y, al medirla, se demuestra que éste es realmente el caso.

Ahora ya estamos dispuestos a contemplar la tercera posibilidad de Rayleigh.

Tercera: ¿Y si el nitrógeno también forma moléculas de tres átomos (N_3) y si un resto de N_3 estuviese presente en el nitrógeno atmosférico, pero no en el nitrógeno amoniacal? Puesto que cabe suponer que el N_3 sea la mitad más denso que el N_2, ¿su presencia elevaría la densidad del nitrógeno atmosférico en la cantidad necesaria?

Pero ¿por qué el N_3 aparece solamente en el nitrógeno atmosférico y no en el nitrógeno amoniacal? Al parecer, no había una explicación razonable para ello, y no servía de nada sustituir un rompecabezas por otro. Después, también, había buenas razones para suponer que el N_3 no sería más estable que el O_3; de hecho, casi con

seguridad menos estable. Esto significa que el N_3 debería reducirse hasta el N_2 estable, y con suma rapidez, y que la densidad del nitrógeno atmosférico debería disminuir con el tiempo. Pero ¡esto no sucedió!

Rayleigh también intentó resolver el problema desde otro ángulo. Las descargas eléctricas que pasaran a través de nitrógeno deberían formar N_3, si es que tal gas existía, del mismo modo que al pasar a través del oxígeno formaban O_3. La densidad del nitrógeno debería incrementarse si a través de él pasaban chispas eléctricas durante largo rato. ¡Pero no fue así!

Rayleigh decidió que no había pruebas en absoluto de la existencia del N_3, y mucho menos del nitrógeno atmosférico. Eliminada la tercera posibilidad.

Cuarta: Era posible que algunas de las moléculas de nitrógeno en el nitrógeno amoniacal se transformasen en *nitrógeno atómico*: es decir, nitrógeno constituido por átomos aislados de nitrógeno; y que esto no sucediera en el nitrógeno atmosférico. Un conjunto de nitrógeno atómico (N) sería, naturalmente, la mitad de denso que el nitrógeno corriente (N_2) y si estuviera presente en pequeñas cantidades en el nitrógeno amoniacal podría fácilmente reducir su densidad en la cantidad necesaria.

Pero, ¿por qué las moléculas de nitrógeno tenían que fragmentarse en nitrógeno atómico y no en nitrógeno atmosférico? Era conocido que no existían átomos de nitrógeno individuales considerados como tales cualquiera que fuese la duración del tiempo. Se unen rápidamente para formar moléculas de nitrógeno. Esto significaba que la densidad del nitrógeno amoniacal debía elevarse con el tiempo, pero no lo hacía. Eliminada la cuarta posibilidad.

Mientras Rayleigh iba eliminando todas las posibilidades, consiguió aumentar la discrepancia, pero redujo la naturaleza del problema.

Recordemos que lo que estoy llamando nitrógeno amoniacal era un preparado de amoniaco mezclado con aire. Rayleigh pensó: ¿y si empleara solamente amoniaco? Conseguiría entonces obtener nitrógeno amoniacal puro y quedaría eliminado cualquier contaminante más denso de nitrógeno atmosférico. ¿Esto no haría mayor la diferencia de densidad?

Y precisamente fue éste el resultado que obtuvo. Cuando preparó nitrógeno amoniacal puro, descubrió que su densidad era casi un 0,5% inferior a la del nitrógeno atmosférico. ¡Casi un medio por ciento! ¡Insoportable!

Rayleigh continuó preparando nitrógeno partiendo de diversos productos químicos y encontró que el nitrógeno obtenido de esta forma siempre tenía casi exactamente la densidad del nitrógeno amoniacal puro.

Tan sólo el nitrógeno atmosférico destacaba del resto. Era claramente más denso que cualquier otra forma de nitrógeno preparado con cualquier otra sustancia que no fuese la atmósfera. Entonces, Rayleigh quedó convencido de que la explicación, cualquiera que fuese, radicaba en la atmósfera. Pero esto no le ayudó a llegar más cerca de la solución.

La respuesta de Ramsay

Rayleigh estaba casi enfebrecido a causa de la frustración y sentía que había llegado a un callejón sin salida. Quizá lo que se necesitaba era un nuevo acercamiento; las ideas de algún hombre que no se hubiese estancado tras una larga y agotadora concentración sobre el problema.

Incluso mientras todavía estaba llevando a cabo sus experimentos, publicó una carta, el 29 de septiembre de 1892, en un número de la revista científica inglesa «*Nature*». En esta carta explicaba la situación con todo detalle, y solicitaba sugerencias. No recibió ninguna.

Sin embargo, en 1893, Rayleigh recibió una carta de un químico escocés, William Ramsay (1852-1916). Ramsay estaba interesado en el tema, ya había estado en contacto con Rayleigh anteriormente sobre este tema, y ahora solicitaba el permiso de Rayleigh para continuar con sus propias tesis acerca del problema de la densidad del nitrógeno. Rayleigh concedió gustosamente su permiso.

Ramsay razonaba que, puesto que el problema radicaba en el nitrógeno atmosférico, tenía que contener alguna impureza más densa que el propio nitrógeno y que debía diferir en sus propiedades químicas.

El nitrógeno molecular, aunque casi totalmente inerte, reaccionaba con magnesio al rojo vivo para formar nitruro de magnesio. La impureza puede también combinarse con el magnesio; pero de ser así, casi con toda seguridad que lo haría, o bien mucho antes o con menos rapidez que el nitrógeno. Si la impureza se combinaba más rápidamente de como lo hacía el nitrógeno, entonces el nitrógeno atmosférico sería purgado de la impureza, y la densidad de esta porción que no hubiese reaccionado todavía descendería al valor apropiado mostrado por el nitrógeno amoniacal puro.

Si, en cambio, la impureza densa reaccionaba con el magnesio más lentamente que lo hacía el nitrógeno, se acumularía en el nitrógeno que todavía no había reaccionado y la densidad del residuo se elevaría aun más.

Con esta alternativa en su mente, Ramsay pasó un amplio volumen de nitrógeno atmosférico sobre magnesio al rojo vivo. Cuando tan sólo le quedó una pequeña cantidad de gas, midió su densidad y halló que era un 7% (!) más elevada que la del nitrógeno amoniacal puro. La impureza, cualquiera que fuese su naturaleza, estaba reaccionando con el magnesio al rojo vivo menos rápidamente que el nitrógeno.

Esto era más bien notable. El nitrógeno era el gas menos activo conocido por entonces; pero ahora aparecía un gas que parecía todavía menos activo.

Esto le recordó a Ramsay el antiguo experimento de Cavendish efectuado un siglo antes. Cavendish había aislado una pequeña cantidad de impurezas del nitrógeno atmosférico en condiciones que indicaban que la impureza era incluso menos activa que el nitrógeno.

Ramsay decidió repetir dicho experimento. Empleó chispas eléctricas para combinar nitrógeno y oxígeno, y también él, como Cavendish, se encontró al final con una pequeña burbuja que no se combinaba con el oxígeno. Quedó demostrado que Cavendish había tenido razón. Ramsay terminó incluso con casi la misma cantidad de impurezas.

Ramsay avanzó un paso más que Cavendish, ya que determinó la densidad de la impureza. Era aproximadamente un 40% más densa que el nitrógeno. Entonces, para aclarar largas dudas, Ramsay empleó un instrumento que no estuvo al alcance de Cavendish. Calentó el gas y estudió su luz con el espectroscopio. Sus líneas aparecieron en posiciones como las de ningún elemento conocido y, en particular, no se parecían en absoluto a las del nitrógeno.

En mayo de 1894, Ramsay escribió a Rayleigh, informándole de los detalles de su trabajo. Rayleigh confirmó los resultados repitiendo los experimentos, y, en agosto de 1894, los dos juntos anunciaron el descubrimiento de un nuevo elemento.

Debido a que el nuevo elemento parecía completamente inerte y no podía, hasta donde ellos podían afirmar, combinarse con cualquier otra sustancia, lo llamaron *argón*, derivada de la palabra griega *argos*, que significa inactivo, inerte. Como es lógico suponer, las anteriores nociones de la composición de la atmósfera tuvieron que ser revisadas (véase tabla 2).

TABLA 2. *Composición del aire (definida en 1894)*	
Gas	**Porcentaje por volumen**
Nitrógeno	78
Oxígeno	21
Argón	1
Bióxido de carbono	0,04

El rompecabezas de Rayleigh quedaba por completo resuelto. Cuando el nitrógeno es preparado a partir del aire mediante el simple procedimiento de eliminar el oxígeno, el argón permanece y su mayor densidad eleva la densidad absoluta de la mezcla. Por otra parte, puesto que el argón no se combina con otras sustancias, los compuestos de nitrógeno, sin embargo, formados, no contienen argón. Por tanto, cuando el nitrógeno molecular se forma de cualquier compuesto nitrogenado, sólo se obtiene nitrógeno y ningún argón. O sea, el nitrógeno amoniacal puro tiene la verdadera densidad del nitrógeno, un 0,5% inferior al del nitrógeno atmosférico contaminado por el argón.

3. LA FAMILIA DEL ARGÓN

La tabla de Mendeléiev

Por tanto, queda perfectamente claro que el gas de Cavendish era argón, y que Cavendish tuvo una muestra de argón a su alcance más de un siglo antes de su formal descubrimiento. Mirando hacia atrás, ya pasada la ocasión, parece lamentable que el descubrimiento de Cavendish fuese ignorado. Por otra parte, la pérdida para la ciencia no fue tan grande como pudo haber sido.

Con mucha frecuencia, cuando se ignora un descubrimiento científico es porque se adelantó a su tiempo. Con esto quiero indicar que otros aspectos de la ciencia todavía no han avanzado hasta el punto de que el descubrimiento pueda ser utilizado adecuadamente. Los científicos, al no saber qué hacer con un descubrimiento que parece desembocar en un callejón sin salida, muestran tendencia a dedicarse a otros descubrimientos que pueden desarrollar y emplear convenientemente.

Si los químicos en general hubiesen reconocido el hecho de que Cavendish había descubierto un nuevo gas inerte, habrían adquirido el conocimiento del gas, pero nada más. El estado de la química, en 1785, no les podía permitir continuar más adelante. Ni siquiera les hubiera permitido preparar el nuevo gas en cantidad.

Sin embargo, en 1894 se había desarrollado una nueva perspectiva de los elementos, que mostraban el camino para lógicos pasos adicionales y nuevos descubrimientos. El argón era de tanta importancia para las teorías químicas de 1894 que su descubrimiento fue seguido con anhelo y beneficiosamente, lo cual no habría sido posible en 1785.

La utilización apropiada del descubrimiento del argón fue posible como resultado de los trabajos de un químico ruso, Dmitri Ivánovich Mendeléiev (1834-1907).

En 1869, puso orden en la lista de elementos. Demostró que si los elementos eran dispuestos en forma tabulada de acuerdo con su peso molecular, determinadas propiedades variarían de un modo regular y periódico, y elementos similares deberían caer en columnas en la tabla. Esto se llamó *tabla periódica* de los elementos.

Una de estas propiedades regularmente variables es la *valencia*, un término empleado para representar el poder de combinación de diferentes tipos de átomos. («Valencia» se deriva de la palabra latina *valens*, valer). Así, un átomo del elemento sodio nunca se combina con más de un átomo de cualquier clase. Por consiguiente, la valencia del sodio es 1. Un átomo de calcio se combina o fija con otros dos átomos de un elemento; un átomo de aluminio se puede combinar con tres; un átomo de estaño con cuatro. En consecuencia, la valencia del calcio es 2; la del aluminio es 3, y la del estaño, 4.

Ahora supongamos que relacionamos los elementos conocidos en 1894 según el orden de su peso atómico e incluimos la valencia de cada uno. Para evitar ciertas complicaciones que se presentan cuando los pesos atómicos alcanzan valores superiores a 45, relacionaremos solamente los dieciocho primeros elementos. Será suficiente para aclarar la cuestión (véase tabla 3).

TABLA 3. *La valencia de los elementos con referencia al peso atómico*		
Elemento	**Peso atómico aproximado**	**Valencia**
Hidrógeno	1,0	1
Litio	6,9	1
Berilio	9,0	2
Boro	10,8	3
Carbono	12,8	4
Nitrógeno	14,0	3
Oxígeno	16,0	2
Flúor	19,0	1
Sodio	23,0	1
Magnesio	24,3	2
Aluminio	27,0	3
Silicio	28,1	4
Fósforo	31,0	3
Azufre	32,1	2
Cloro	35,5	1
Potasio	39,1	1
Calcio	40,1	2
Escandio	45,0	3

Como puede observarse en dicha tabla, el valor de la valencia se mueve arriba y abajo con un ritmo muy claro que parece no dejar brechas. ¿Cómo puede un nuevo elemento encajar en semejante lista sin trastocar el ritmo? (Antes de 1869, los nuevos elementos eran colocados en la lista sin que se hiciesen tales preguntas, pero después de 1869 estas preguntas tenían que ser planteadas).

Una idea surgió de inmediato. Puesto que el argón parecía completamente inerte y sus átomos no se fijaban con ningún otro, podía asegurársele una valencia de cero. Un elemento con una valencia de 0 podía entonces ser situado en el esquema entre elementos contiguos con valencias de 1. El esquema regular de valencia ya no sería entonces 4, 3, 2, 1, 1, 2, 3, 4, sino 4, 3, 2, 1, 0, 1, 2, 3, 4. El ritmo no quedaba trastornado en absoluto; en realidad, había mejorado.

No obstante, ¿dónde podía ser incluido el argón en la lista? En la corta lista de dieciocho elementos expuestos en la tabla 3 hay tres pares de elementos contiguos con valencias de 1: hidrógeno-litio, flúor-sodio y cloro-potasio. Otros aparecen más adelante en la lista completa de elementos. ¿Entre cuáles de estos pares podría colocarse el argón?

Podemos guiarnos por el peso atómico del argón, el cual cabe determinarlo por su densidad. La densidad del argón es 1,425 mayor que la del nitrógeno. Por lo tanto, la molécula de argón debe pesar 1,425 veces más que la molécula de nitrógeno. Sabemos que el nitrógeno está formado por dos átomos de nitrógeno; lo que necesitamos saber, a continuación, es cuántos átomos de argón se encuentran en la molécula de argón.

Se averiguó que la «molécula» de argón constaba de un solo átomo. El argón era un *gas monoatómico*. Esto constituyó otra sorpresa para los químicos. Los otros elementos gaseosos —hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor y cloro— eran todos ellos *gases biatómicos*, con moléculas formadas cada una de dos átomos. El argón fue la primera excepción. Aparentemente, sus átomos eran tan inertes que no podían

combinarse ni siquiera consigo mismos (Los átomos de nitrógeno son muy activos y se combinan con rapidez unos con otros. Es la combinación N_2, la que es inerte, e incluso entonces no es tan inerte como el argón).

Los químicos se convencieron de la naturaleza monoatómica del argón tras medir el calor que podía absorber. Cuando se añade calor a un gas biatómico, la energía es absorbida de dos formas. Las moléculas individuales se mueven en línea recta cada vez con mayor rapidez, y también caen una y otra vez (como pequeñas pesas), cada vez más rápidamente. Un gas monoatómico puede absorber calor sólo si mueve sus átomos velozmente en línea recta. Los de un solo átomo, al ser esféricos y sin forma de pesas, no pueden absorber energía por aumentar la proporción de su caída. Además, un gas monoatómico absorbe menos calor, para el aumento de una temperatura dada, de como lo hace un gas biatómico. Cuando se probó al argón de esta manera, absorbió la cantidad de calor que era de esperar si se componía de átomos individuales. En consecuencia, se consideró resuelto este problema.

En un volumen determinado de gas argón hay tantos átomos de argón como moléculas de nitrógeno hay en el mismo volumen de gas nitrógeno a la misma temperatura y presión. Si la densidad del argón es 1,425 veces la del nitrógeno, entonces un átomo de argón es 1,425 veces tan pesado como una molécula de nitrógeno. Puesto que la molécula de nitrógeno contiene dos átomos de nitrógeno, un átomo de argón es 2,85 veces tan pesado como un átomo de nitrógeno. El peso atómico del nitrógeno es de 14, y el peso atómico del argón debe ser 14 x 2,85, o sea, aproximadamente, de 40. Esto presentaba inmediatamente un problema. Si el argón es añadido a la lista de los elementos y es colocado en la posición que le concede su peso atómico, entonces su valencia trastoca el evidente ritmo que presentan los restantes elementos. Puede comprobarse esto en la tabla 4, donde solamente aparecen inscritos los elementos con pesos atómicos próximos a 40.

TABLA 4. *El lugar del argón con referencia al peso atómico*

Elemento	**Peso atómico aproximado**	**Valencia**
Azufre	32,1	2
Cloro	35,5	1
Potasio	39,1	1
Argón	40,0	0
Calcio	40,1	2

Rayleigh y Ramsay observaron correctamente que el ritmo de la valencia no debe ser trastornado. En otras dos posiciones en la tabla periódica, tal como fue elaborada por Mendeléiev, un átomo ligeramente más pesado fue colocado delante de un átomo un poco más ligero con el propósito de conseguir que el ritmo de la valencia apareciese de modo ordenado. Muy bien, entonces teníamos que afrontar otra situación semejante.

La estricta adhesión al orden del peso atómico daba las valencias en la secuencia 2, 1, 1, 0, 2. Lo que se requería era 2, 1, 0, 1, 2. Todo cuanto había que hacer era colocar el argón una posición más adelante del potasio. La parte de la lista de elementos aparecería entonces tal como se muestra en la tabla 5.

TABLA 5. *El lugar del argón con referencia a la valencia*

Elemento	Peso atómico aproximado	Valencia
Azufre	32,1	2
Cloro	35,5	1
Argón	40,0	0
Potasio	39,1	1
Calcio	40,1	2

La regularidad del peso atómico quedaba alterada, pero se mantenía el ritmo de la valencia, y esto era lo más importante.

Incluso así, en el mundo químico existía una gran inquietud sobre este punto. La existencia del nuevo elemento, el ser inerte y su estado monoatómico eran, por sí mismos, factores bastante perturbadores. El hecho de que pudiera ser incrustado en la tabla periódica con sólo transgredir el orden del peso atómico parecía ser una indicación segura de que algo estaba equivocado. El propio Mendeléiev expuso su sospecha de que existía algún error, y que lo que Rayleigh y Ramsay llamaban argón podía ser realmente, después de todo, nitrógeno con un átomo trivalente (N_3). Éste, al fin y al cabo, tendría un peso tres veces más elevado que un átomo de nitrógeno; o sea, aproximadamente, 42. Si únicamente pudiera suponerse que el N_3 fuese inerte, entonces serviría para este propósito tan bien como el argón.

La nueva columna

Si el argón tenía que ser aceptado, debía encontrarse alguna clase de evidencia adicional que pudiera consolidar su posición movible en la tabla periódica. La evidencia surgió del hecho de que si la tabla periódica debía tener una valuación real, el argón no podía existir como el único gas de valencia cero. Tenía que haber toda una familia de tales gases.

Mendeléiev había ordenado la tabla periódica en filas y columnas de tal modo que elementos con la misma valencia (y, además, con propiedades muy similares) coincidían en las mismas columnas. La tabla 6 presenta las columnas a las que pertenecen los elementos de valencia 1 y 2, e incluye debajo del nombre de cada elemento su peso atómico aproximado.

TABLA 6. *Porción de la tabla periódica (descrita en 1890)*

Valencia 2	Valencia 1	Valencia 1	Valencia 2
	Hidrógeno 1,0	Litio 6,9	Berilio 9,0
Oxígeno 16,0	Flúor 19,0	Sodio 23,0	Magnesio 24,3
Azufre 32,1	Cloro 35,5	Potasio 39,1	Calcio 40,1
Selenio 79,0	Bromo 79,9	Rubidio 85,5	Estroncio 87,6
Telurio 127,6	Yodo 126,9	Cesio 132,9	Bario 137,3

Debemos destacar que en la tabla 6 el yodo tiene un peso atómico inferior al del telurio. Éste es uno de los casos en que Mendeléiev alteró el orden del peso atómico. Lo hizo para así poder colocar el telurio debajo del muy similar selenio, y el yodo debajo del muy similar bromo: la similitud, en ambos casos, incluye no sólo la valencia, sino otras muchas propiedades.

Supongamos ahora que se acepta la sugerencia de Rayleigh-Ramsay y que el argón es colocado en la posición entre el cloro y el potasio. La porción de la tabla periódica sometida a discusión aparecería como en la tabla 7.

TABLA 7. *Porción de la tabla periódica (definida en 1894)*

Valencia 2	**Valencia 1**	**Valencia 0**	**Valencia 1**	**Valencia 2**
	Hidrógeno 1,0		Litio 6,9	Berilio 9,0
Oxígeno 16,0	Flúor 19,0		Sodio 23,0	Magnesio 24,3
Azufre 32,1	Cloro 35,5	Argón 40,0	Potasio 39,1	Calcio 40,1
Selenio 79,0	Bromo 79,9		Rubidio 85,5	Estroncio 87,6
Telurio 127,6	Yodo 126,9		Cesio 132,9	Bario 137,3

Pero si el argón existe entre el cloro y el potasio, entonces debe representar a toda una familia de tales elementos, y se requiere una nueva columna. Tendría que haber un gas noble entre el hidrógeno y el litio, otro entre el flúor y el sodio, y así sucesivamente. Podemos numerarlos del modo siguiente:

Gas noble	**Entre**
1	**Hidrógeno y Litio**
2	**Flúor y Sodio**
3	**Cloro y Potasio**
4	**Bromo y Rubidio**
5	**Yodo y Cesio**

El propio argón es el gas noble 3; ahora podemos ver por qué la investigación tenía que empezar la búsqueda de los otros gases nobles. Si no podía ser hallado, ninguno de esos otros gases, entonces parecería dudoso que el argón pudiera existir en su puesto sólo por sí mismo. En tal caso, resultaría evidente que había algo equivocado en las conclusiones de Rayleigh-Ramsay. No obstante, si se descubrían los otros gases nobles y si sus pesos atómicos permitían su inserción en los lugares adecuados de la tabla periódica, entonces la conclusión de Rayleigh-Ramsay con respecto al argón quedaría plenamente establecida.

Rayleigh, que en realidad era un físico, sintió el impulso de su propia ciencia y ya no deseó permanecer por más tiempo en los dominios ajenos de la química. Por consiguiente, correspondió a Ramsay seguir adelante.

Ramsay estaba atento a todas las referencias que se publicaran sobre cualquier gas que tuviese raras o sospechosas propiedades, y de inmediato se sintió interesado cuando se encontró con el informe de Hillebrand expuesto cuatro años antes (véase pág.

16). Al parecer, el nitrógeno era absorbido por el mineral de uranio, uranita, pero la prueba espectroscópica presentaba un interrogante. Estaban presente líneas inexplicables.

Seguramente se trataba de algo que había que investigar más a fondo. No disponía de uranita, pero Ramsay fue capaz de obtener algo de «cleveíta», un mineral muy parecido.

Obtuvo el gas, tal como había procedido Hillebrand; cuando Ramsay estudió su espectro, también encontró líneas que indiscutiblemente no eran las del nitrógeno. Además, tampoco eran las líneas del argón.

Algo acerca de líneas desconocidas acudió a la memoria de Ramsay. En marzo de 1895, encontró el antiguo informe dado por Lockyer (véase pág. 15) y se convenció a sí mismo de que la línea espectral del gas que había obtenido de la cleveíta era la línea de Janssen-Lockyer hallada en el espectro solar. Ramsay consultó a Crookes, el descubridor del talio (véase pág. 15) y experto en análisis espectroscópicos. Crookes estuvo de acuerdo con la conclusión de Ramsay.

Resultó evidente que el «helio» de Lockyer, el elemento del Sol, existía, al fin y al cabo, en la Tierra. En honor de Lockyer, Ramsay conservó el nombre, aunque hubiese podido sin discusión adoptar el nuevo nombre que más le acomodase. Hillebrand le escribió a Ramsay, reconociendo su propio error al no continuar con las líneas misteriosas. Generosamente le cedió a Ramsay el crédito total del descubrimiento. Las propiedades del helio parecían indicar que, al igual que el argón, era un gas noble, ya que no reaccionaba con otros elementos y estaba constituido por átomos individuales (Por cierto, todos los gases nobles son monoatómicos). Para determinar qué gas noble era, tan sólo se necesitaba conocer su peso atómico. Por la densidad del helio, resultaba fácil comprobar que su peso atómico era aproximadamente de 4. En consecuencia, era claramente el «gas noble 1», y pertenecía al espacio entre el hidrógeno y el litio.

Aire líquido

El descubrimiento del helio fue suficiente para establecer el argón en su posición y terminar con todas las discusiones. El helio ocupaba su lugar sin ninguna distorsión del peso atómico. La posibilidad de que esto pudiera ser una coincidencia era demasiado exigua para ser tenida en cuenta. ¡La nueva columna existía!

Ramsay se dedicó con afán a la búsqueda e investigación de los restantes gases nobles. En esta tarea le ayudaba ahora un joven auxiliar, el químico inglés Morris William Travers (nacido en 1872).

Parecía lo mejor concentrarse en la atmósfera. No se esperaba que los gases nobles formasen compuestos y, por consiguiente, debían existir en forma libre, gaseosa. El lugar apropiado para los gases libres era la atmósfera. El argón había sido localizado en ella; aunque el helio fue hallado absorbido en minerales, también fue descubierto en la atmósfera unos pocos meses después de que Ramsay anunciara su existencia.

Sin embargo, la investigación en la atmósfera no iba a resultar fácil. Identificar el argón había sido una tarea relativamente sencilla debido a que constituía alrededor del 1% de la atmósfera; en realidad, una cantidad muy grande. El helio estaba presente en cantidades mucho menores, y los restantes gases nobles podían, en el peor de los casos, hallarse en cantidades todavía más pequeñas. Hurgar a través de las miríadas de

moléculas en el aire para extraer el ocasional átomo de los restantes gases nobles podía llegar a ser muy difícil.

Por suerte para Ramsay, el descubrimiento del argón ya no estaba demasiado adelantado para su tiempo. Precisamente acababa de producirse un nuevo descubrimiento que convirtió lo casi imposible en muy posible. Sucedió del modo siguiente:

Durante cien años, los químicos habían estado intentando conseguir temperaturas muy bajas: temperaturas a las cuales todos los gases se convirtiesen en líquido. Algunos gases, como el cloro o el amoníaco, eran fáciles de licuar. El cloro se volvía líquido a una temperatura de –34,6° C y el amoniaco a –33,4° centígrados. Los químicos podían conseguir tales temperaturas (no peores que un día de invierno en Dakota del Norte) con facilidad. Podían incluso licuar estos gases a temperatura ambiental con sólo colocarlos a suficiente presión.

Sin embargo, durante largo tiempo gases como el oxígeno, nitrógeno e hidrógeno resistieron sus mayores esfuerzos. Se consiguieron temperaturas de –100 grados C, o inferiores, y, no obstante, aquellos elementos continuaban en estado gaseoso. Hasta llegaron a ser llamados «gases permanentes».

Pero hasta el año 1877 un físico francés, Louis Paul Cailletet (1832-1913), no consiguió inventar unas técnicas que permitían obtener temperaturas suficientemente bajas para licuar el oxígeno y el nitrógeno. Se demostró que el primero sólo se licuaba a –183° C, y el segundo a la aún más baja temperatura de –195,8 grados centígrados.

Esto significaba que el propio aire, que estaba casi por entero formado por oxígeno y nitrógeno, podía ser licuado. Durante cerca de treinta años después de la demostración de Cailletet, la cantidad que pudo ser licuada de una sola vez era muy pequeña y el *aire líquido* únicamente podía obtenerse para experimentos de laboratorio a pequeña escala.

Sin embargo, en 1895, el mismo año en que Ramsay descubrió el helio, un químico alemán, Karl von Linde (1842-1934), desarrolló los métodos para producir aire líquido en gran cantidad. En realidad, esto fue una suerte, puesto que el aire líquido podía ser analizado en busca de componentes menores mucho más fácilmente que el aire gaseoso.

Si el líquido está formado de una mezcla de varios componentes con distintos puntos de ebullición, esos componentes pueden ser separados mediante una cuidadosa ebullición, en un proceso conocido como *destilación fraccionada*. Mientras hierve la mezcla, el componente con el punto de ebullición más bajo aparece en primer lugar. Por consiguiente, la primera muestra (o «fracción») de vapor es particularmente rica en este componente. Las fracciones posteriores contienen mayor cantidad de un componente con un punto de ebullición más elevado; muestras aun más posteriores abundan en componentes de puntos de ebullición todavía más elevados, y así sucesivamente. El líquido que queda, al disminuir de volumen, gradualmente se enriquece más en los componentes con los puntos de ebullición más elevados.

Si el aire líquido se deja hervir lentamente, el nitrógeno, que tiene un punto de ebullición inferior al oxígeno, aparece en primer lugar. Las tempranas fracciones de gas son ricas en nitrógeno, mientras que las porciones de aire líquido que quedan detrás abundan en oxígeno. En realidad, el método más adecuado para preparar gases de nitrógeno y de oxígeno puros, desde mediados de la década de los treinta, es mediante la destilación fraccionada del aire líquido.

Pero ¿qué ocurre con cualquiera de los gases nobles que pueda estar presente en la atmósfera? Cuando es licuado el aire, el contenido de gas noble también queda licuado, y cada gas noble puede ser aislado por separado mediante un cuidadoso fraccionamiento del aire líquido.

El punto de ebullición del argón es de –185,7 grados centígrados, que se halla entre los del oxígeno y el nitrógeno. Tiende a aparecer después del nitrógeno y antes del oxígeno. Existían buenas razones para suponer que los gases nobles más densos que el argón («gas noble 4» y «gas noble 5») tendrían puntos de ebullición más elevados que el oxígeno; mientras que el todavía sin descubrir gas noble que fuese menos denso que el argón («gas noble 2») tendría un punto de ebullición inferior al del nitrógeno.

Se deduce, pues, que si una cantidad de aire líquido fuese destilado meticulosamente, la primera aparición de gas que brotase sería rica en «gas noble 2». Si casi todo el aire líquido fuese hervido muy lentamente, la porción final de líquido sobrante sería rica en «gas noble 4» y «gas noble 5».

Ramsay y Travers se dedicaron a investigar el aire líquido y obtuvieron un litro en mayo de 1898. Lo hirvieron con sumo cuidado hasta que sólo quedó 1/40 de la cantidad original. Entonces dejaron que se evaporase la cantidad final; luego recogieron el gas, lo calentaron y lo estudiaron con el espectroscopio. Mostraba una línea de amarillo brillante que no aparecía en la posición de cualquiera de las líneas de helio, argón o nitrógeno.

Midieron con sumo cuidado la densidad del gas y consiguieron demostrar que era considerablemente más denso que el argón. En realidad, por su densidad tuvieron una razonable seguridad de que era «gas noble 4» y que se hallaba entre el bromo y el rubidio. Recibió el nombre de criptón, derivado de la palabra griega *krypton*, que significa «oculto», debido a que permaneció escondido durante tanto tiempo en la atmósfera, sin ser descubierto.

El día siguiente al descubrimiento, el joven Travers fue examinado para el grado de doctor y aprobó.

En la búsqueda de los restantes gases nobles, Ramsay y Travers siguieron un atajo. Cuando el oxígeno y el nitrógeno eran separados del aire por reacción química, dejando atrás el argón, todos los demás gases nobles en la atmósfera quedaban también atrás, ya que las reacciones químicas que bastaban para aislar el oxígeno y el nitrógeno no afectaban a ninguno de los gases nobles.

Por consiguiente, ¿por qué, en vez de fraccionar aire líquido, no intentar fraccionar argón líquido? Puesto que el argón constituía únicamente el 1% del aire original, los gases nobles contenidos en el argón estaban cien veces tan concentrados como lo estaban en el aire. Serían así mucho más fáciles de descubrir.

Inmediatamente después del descubrimiento del criptón, Ramsay y Travers licuaron 3 litros de argón para formar unos 4 centímetros cúbicos de argón líquido. Éste fue cuidadosamente hervido, y la primera fracción de gas produjo al instante un espectro que demostró que había sido localizado el «gas noble 2», entre el flúor y el sodio. Fue llamado *neón*, de la palabra griega *neos*, «nuevo», como resultado de una sugerencia hecha por el joven hijo de Ramsay. El descubrimiento fue realizado en junio de 1898.

El neón y el criptón sólo estaban presentes en la atmósfera en ínfimas cantidades. Parecía bastante probable que el todavía sin descubrir «gas noble 5» estuviese presente en cantidades aun más pequeñas. Tendrían que emplearse mayores cantidades de argón líquido.

De estas cantidades mayores, se obtuvo todo el criptón posible. Este criptón fue entonces licuado y hervido luego muy cuidadosa y lentamente. Si estaba presente el «gas noble 5», sería más denso que el criptón y tendría un punto de ebullición más elevado. En consecuencia, una vez que el criptón líquido fuese hervido hasta aislarlo, la última porción de líquido debía ser rica en «gas noble 5».

Y así era. El espectroscopio lo demostró de inmediato, y en julio de 1898, se descubrió el «gas noble 5», que fue colocado entre el yodo y el cesio. Se le llamó *xenón*, de la palabra griega *xeros*, extraño.

En julio de 1898, la porción de la tabla periódica que hemos estado considerando,

presentó el orden de la tabla 8.

TABLA 8. *Porción de la tabla periódica (definida en 1898)*				
Valencia 2	**Valencia 1**	**Valencia 0 (gases nobles)**	**Valencia 1**	**Valencia 2**
	Hidrógeno 1,0	Helio 4,0	Litio 6,9	Berilio 9,0
Oxígeno 16,0	Flúor 19,0	Neón 20,2	Sodio 23,0	Magnesio 24,3
Azufre 32,1	Cloro 35,5	Argón 40,0	Potasio 39,1	Calcio 40,1
Selenio 79,0	Bromo 79,9	Criptón 83,8	Rubidio 85,5	Estroncio 87,6
Telurio 127,6	Yodo 126,9	Xenón 131,3	Cesio 132,9	Bario 137,3

Ramsay y Travers habían establecido una sólida falange de gases nobles, y todos ellos, salvo el argón, encajaban en su lugar en términos de peso atómico, así como de valencia.

En 1904, Ramsay fue recompensado con el Premio Nobel de Química por su descubrimiento de los gases nobles y por demostrar cuál era su lugar en la tabla periódica. En aquel mismo año, Rayleigh también recibió el Premio Nobel de Física por sus trabajos sobre la densidad del nitrógeno, que condujeron, en primer lugar, al descubrimiento de los gases nobles.

El descubrimiento de los gases nobles dejó completamente aclarado, por cierto, que la composición de la atmósfera es realmente compleja y que está presente un cierto número de vestigios de componentes (en menores concentraciones que el bióxido de carbono). La composición de la atmósfera, hasta el máximo de nuestros conocimientos actuales, se ofrece en la tabla 9.

TABLA 9. *Composición del aire (tal como se define hoy en día)*	
Gas	**Porcentaje por volumen**
Nitrógeno (N_2)	78,084
Oxígeno (O_2)	20,946
Argón (Ar)*	0,934
Bióxido de Carbono (CO_2)	0,033
Neón (Ne)*	0,001818
Helio (He)*	0,000524
Metano (CH_4)	0,0002
Criptón (Kr)*	0,000114
Hidrógeno (H_2)	0,00005
Óxido Nitroso (N_2O)	0,00005
Xenón (Xe)*	0,0000087

Los valores de la tabla 9 se refieren a la zona de la atmósfera cerca de la superficie terrestre. La investigación de la atmósfera a mayores altitudes mediante cohetes ha

* Gases nobles.

demostrado que componentes tan insólitos como el ozono, el nitrógeno atómico, el oxígeno atómico, e incluso el vapor de sodio están presentes en minúsculas cantidades. A altitudes de centenares de kilómetros, las tenues volutas finales de atmósfera están compuestas ampliamente por los más ligeros de todos los gases: el helio y el hidrógeno.

Radiactividad

Al haberse descubierto tres gases nobles en tres meses consecutivos, se creía contar con bases suficientes para suponer que Ramsay y Travers habían hallado toda la familia de los gases nobles. Todos los espacios existentes que permitía la tabla periódica estaban cubiertos y ya no iba a descubrirse en la atmósfera ningún otro gas noble.

Sin duda, se tenían indicios de que podía existir una hilera adicional de elementos además de las mostradas en la tabla 8. El torio y el uranio eran dos elementos que podían existir en esta hilera, pero, hasta principios del año 1898 eran los únicos elementos conocidos que podían existir allí. No se contaba con datos suficientes para creer en la existencia de un sexto gas noble.

No obstante, mientras Ramsay y Travers estaban investigando mediante el aire líquido, sucedían otros importantes acontecimientos en otros campos del mundo de la ciencia.

En 1896, un físico francés, Antoine Henri Becquerel (1852-1908), había descubierto (en parte, por accidente, en un clásico ejemplo de *serendipity* = hallazgo por casualidad) que el metal pesado uranio desprendía constantemente radiaciones energéticas. En 1898, la química franco-polaca María Sklodowska Curie (1867-1934) demostró que esto sucedía también con el metal pesado torio. Debido a que dichos metales emitían activamente radiaciones, Madame Curie denominó el fenómeno *radiactividad*. El uranio y el torio son ejemplos de *elementos radiactivos*.

Los átomos de elementos radiactivos, al emitir sus radiaciones, cambian su naturaleza y se convierten en elementos distintos. Esto significa que el uranio y el torio están constantemente descomponiéndose (o sometidos a *desintegración radiactiva*), de modo que la cantidad de estos elementos en la Tierra está disminuyendo constantemente. Sin embargo, la tasa de disminución es tan lenta que el abastecimiento de uranio en la Tierra se reducirá a la mitad durante 4,5 mil millones de años. (Ésta es la vida media, período de semidesintegración de una sustancia radiactiva). La reserva terrestre de torio, que se desintegra aun más lentamente que el uranio, no se reducirá a la mitad durante 14 mil millones de años.

Mientras el uranio y el torio sufren una desintegración radiactiva, se van formando otros elementos que son, a su vez, radiactivos; se desintegran con mayor rapidez que el uranio y el torio. Estos *elementos hijos* se forman muy lentamente en el curso de la larga y prolongada desintegración del uranio y del torio, pero se descomponen con suma rapidez. Por tanto, en cualquier momento, esos elementos hijos, atrapados entre formación y descomposición, están presentes en el suelo en cantidades sumamente pequeñas.

A pesar de las ínfimas cantidades presentes en el suelo (incluso en minerales ricos en uranio y torio), los elementos hijos demuestran su existencia por la intensa radiación que emiten. O, por lo menos, hicieron notar su presencia una vez que los científicos supusieron que tales radiaciones existían, y aprendieron a construir instrumentos para descubrir tal radiación.

En 1898, Marie Curie se dio cuenta de que algunos minerales de uranio eran muchísimo más radiactivos de lo que podía suponerse por su contenido en uranio, y empezó a sospechar la existencia de esos elementos hijos (aunque, por entonces, no se percató de que procediesen de la desintegración del uranio y el torio). En colaboración con su marido, Pierre Curie (1859-1906), trató varias toneladas de mineral de uranio y aisló pequeñas cantidades de dos nuevos elementos.

El primero de éstos fue descubierto en julio de 1898, el mismo mes en que Ramsay y Travers habían aislado el xenón. El matrimonio Curie lo denominó *polonio*, en honor de Polonia, de donde era oriunda Marie Curie.

El segundo elemento, finalmente obtenido hacia finales del año, fue aislado como un compuesto con cloro. Esta sal blanca brillaba en la oscuridad por efecto de las radiaciones (que eran invisibles) en el cristal de los recipientes que la contenían. El matrimonio Curie denominó a este elemento *radio*, por referencia a la radiación.

La existencia del polonio y el radio amplió las dos columnas de valencia 2 en la tabla periódica, por cuanto el polonio tenía que ser colocado debajo del muy similar telurio, y el radio debajo del análogo bario.

Una vez que el polonio y el radio quedaron fijos en la tabla periódica, resultó fácil apreciar que debían de existir también elementos en las columnas de valencia 1 debajo del yodo y del cesio. Esos elementos se forman en tan pequeñas cantidades y sufren una descomposición radiactiva tan rápida que están presentes en el suelo en pequeñísimos vestigios inimaginables; en verdad, no fueron descubiertos y mencionados hasta cuarenta años después de que el polonio y el radio hubieran sido localizados. No obstante, en 1898, los químicos tenían la suficiente fe en la tabla periódica como para estar seguros de que existían otros elementos, tanto si eran o no descubiertos.

El descubrimiento del polonio y del radio también significaba que debía de existir otro elemento en la columna de valencia 0; un sexto gas noble, directamente debajo del xenón. Ningún método conocido fue suficiente para captar el «gas noble 6» en la atmósfera. Sin duda alguna, era radiactivo y se descomponía con tal rapidez que no se acumulaba en cantidad suficientemente importante para ser detectada.

Sin embargo, en 1900, el físico alemán Friedrich Ernst Dorn (1848-1916), descubrió que el radio, en el curso de su desintegración radiactiva, emitía un gas. Este gas, que emanaba del radio, fue llamado al principio *emanación de radio*, con bastante acierto. La emanación de radio demostró ser también radiactiva, y era difícil poder recoger mucho de ella. No obstante, pronto se contaba con razones suficientes para pensar que tenía las propiedades que se asociaban con los gases nobles, ya que era bastante inerte. En 1910, Ramsay pudo disponer de una reserva lo bastante amplia para poder determinar su densidad y demostrar que, por su peso atómico, sin duda alguna había que designarlo como «gas noble 6». Para encajar su nombre como parte del sistema de la familia, «emanación de radio» quedó convertido en *radón*.

Con el radón, quedaba descubierto el sexto y último gas noble, y la porción de la tabla periódica que he descrito tres veces anteriormente en el libro puede establecerse como aparece en la tabla 10.

TABLA 10. *Porción de la tabla periódica (definida en 1910)*

Valencia 2	**Valencia 1**	**Valencia 0 (gases nobles)**	**Valencia 1**	**Valencia 2**
	Hidrógeno 1,0	Helio 4,0	Litio 6,9	Berilio 9,0
Oxígeno	Flúor	Neón	Sodio	Magnesio

16,0	19,0	20,2	23,0	24,3
Azufre 32,1	Cloro 35,5	Argón 40,0	Potasio 39,1	Calcio 40,1
Selenio 79,0	Bromo 79,9	Criptón 83,8	Rubidio 85,5	Estroncio 87,6
Telurio 127,6	Yodo 126,9	Xenón 131,3	Cesio 132,9	Bario 137,3
Polonio 210	¿?	Radón 222	¿?	Radio 226

(El torio, en el proceso de su descomposición, también emitía un gas radiactivo, y lo mismo hacía una variedad de uranio llamada «uranio-actinio». Esos gases fueron al principio llamados *emanación de torio* y *emanación de actinio*; entonces, respectivamente, al ser reconocida su naturaleza de gas noble, sus nombres fueron cambiados a *torón* y *actinio*. Puesto que el radón, torón y actinio demostraron todos ser variedades del mismo gas noble, el término «radón» es empleado casi universalmente para incluir a los tres. Sin embargo, para evitar favoritismo, el término neutro, *emanón*, es empleado algunas veces para el «gas noble 6»).

4. ÁTOMOS DE GAS NOBLE

Número atómico

Es sumamente conveniente destacar que la elegancia de la clasificación periódica queda algo deteriorada en los pocos casos en que los elementos deben ser colocados fuera del apropiado orden del peso atómico. Ya he indicado que el argón y el potasio se hallan en un orden impropio con respecto a los pesos atómicos; lo mismo sucede con el telurio y el yodo. Un tercer caso (sólo uno más) es el del cobalto y el níquel, que no están expuestos en la porción de la clasificación periódica que nos ocupa. El níquel sigue detrás del cobalto, aunque el peso atómico del níquel (58,7) sea algo inferior que el del cobalto (58,9). Esta falta de precisión es particularmente importante con respecto a los gases nobles, puesto que introdujo una considerable inseguridad sobre la naturaleza del argón cuando este gas fue descubierto por vez primera (véase pág. 24).

Sin embargo, poco tiempo después de ser descubierto el radón se inició una vía de investigación que, en cierto modo, anuló la significación de los pesos atómicos por lo que se refería a la clasificación periódica. Esto ocurrió de la manera siguiente:

En 1909, los experimentos dirigidos por el físico británico, nacido en Nueva Zelanda, Ernest Rutherford (1871-1937), demostraron de modo convincente que el átomo no era una sólida y minúscula esfera de materia. En realidad, era particularmente un espacio vacío, dentro del cual tenían que hallarse *partículas subatómicas*, cada una de ellas mucho más pequeña que un átomo. En el centro de cada átomo, había un diminuto *núcleo atómico*, que poseía aproximadamente todo el peso del átomo. En consecuencia, Rutherford fue considerado como el científico que demostró la existencia del *átomo nuclear*.

El núcleo atómico llevaba invariablemente una carga eléctrica positiva, alrededor de la cual giraba un número variable de *electrones*, cada uno de los cuales llevaba una carga eléctrica negativa. A la carga eléctrica de cada electrón se le asigna un valor igual a –1; en el átomo corriente hay exactamente tantos electrones como los que se necesitan para equilibrar la carga positiva del núcleo, dejando una carga eléctrica neta de 0 para el átomo como conjunto.

Por ejemplo, el núcleo de un átomo de hidrógeno tiene una carga de +1, y el átomo posee un electrón con una carga de –1. El núcleo del átomo de carbono tiene una carga de +6, y el átomo posee seis electrones con una carga total de –6. Del mismo modo, el átomo de azufre, con un núcleo que posee una carga de +16, tiene dieciséis electrones, mientras que un átomo de uranio, con un núcleo que posee una carga de +92, tiene noventa y dos electrones, y así sucesivamente.

Los detalles sobre la carga nuclear y sobre cómo el tamaño de esta carga varía de un elemento a otro fueron aclarados, en 1913, por el físico inglés, Henry Gwyn-Jeffreys Moseley (1887-1915). De sus trabajos podría deducirse que todos los átomos de un elemento particular tienen una característica carga positiva en sus núcleos, y que la carga para un elemento sería diferente a la de cualquier otro.

Lógicamente, a los químicos se les ocurrió definir los elementos por el tamaño característico de su carga nuclear. Se le aplicó el término de *número atómico*. Al hidrógeno, con un núcleo atómico que lleva una carga de +1, se le asignó 1 como su

número atómico. Del mismo modo, el número atómico del carbono fue 6; el del uranio, 92, y así sucesivamente.

La utilidad del número atómico resultó particularmente evidente en relación con la tabla periódica. A la vez que ascendía el número atómico, lo hacía también el peso atómico, pero no con absoluta regularidad. Algunas veces, mientras el número atómico rebasaba el 1, el peso atómico ascendía bastante más, y otras veces apenas se elevaba. De vez en cuando, el peso atómico incluso bajaba mientras el número atómico ascendía. Estos últimos casos correspondían precisamente a aquellos elementos cuya posición debía ser modificada con respecto a peso atómico a fin de que ocuparan su lugar adecuado en la tabla periódica.

Si los elementos eran colocados en la tabla periódica según el orden de su número atómico, más que por su peso atómico, tales inversiones no eran necesarias. Por ejemplo, el yodo, con un peso atómico de 126, viene después del telurio con un peso atómico más elevado de 127,6. Sin embargo, si nos atenemos al número atómico, el yodo, con un número atómico de 53, vendrá, naturalmente (y sin inversión), detrás del telurio con un número atómico de 52.

Asimismo, ya no había necesidad de trastocar la tabla periódica para colocar el argón en su lugar adecuado, cuando lo que se relaciona son los números atómicos. El argón, con un peso atómico de 40, parece estar colocado fuera de orden cuando se presenta antes que el potasio con un peso atómico de 39,1 más inferior, pero esto resulta natural cuando se considera que el número atómico del argón es 18, mientras que el del potasio es 19.

Resulta entonces evidente que es el número atómico, no el peso atómico, lo que se considera fundamental para establecer el orden de la tabla periódica. Además, el número atómico es siempre expresado en números exactos, mientras que los valores del peso atómico, con frecuencia, están muy lejos de ser números exactos.

Fue únicamente la circunstancia afortunada de que el peso atómico casi siempre se incrementa con el número atómico (tan sólo con tres excepciones) lo que permitió a Mendeléiev establecer la tabla en un momento en que se desconocían los números atómicos.

Así pues, una vez más, me permito extraer la porción de la tabla periódica que incluye los gases nobles (véase tabla 11).

TABLA 11. *Porción de la tabla periódica (tal como es definida en la actualidad)*

Valencia 2	**Valencia 1**	**Valencia 0 (gases nobles)**	**Valencia 1**	**Valencia 2**
	1 - Hidrógeno	2 - Helio	3 - Litio	4 - Berilio
8 - Oxígeno	9 - Flúor	10 - Neón	11 - Sodio	12 - Magnesio
16 - Azufre	17 - Cloro	18 - Argón	19 - Potasio	20 - Calcio
34 - Selenio	35 - Bromo	36 - Criptón	37 - Rubidio	38 - Estroncio
52 - Telurio	53 - Yodo	54 - Xenón	55 - Cesio	56 - Bario
84 - Polonio	85 - Astato	86 - Radón	87 - Francio	88 - Radio

Esta vez he omitido el peso atómico y colocado el número atómico inmediatamente antes del nombre de cada elemento. He añadido los dos elementos al final de las columnas de valencia-1: el *francio*, que fue descubierto en 1939, y el *astato*, descubierto en 1940.

Isótopos

Pero el misterio del peso atómico permanecía. ¿Por qué el peso atómico asciende con el número atómico, pero no uniformemente? ¿Por qué el peso atómico incluso se invierte a sí mismo, en algunos casos, de manera que el número atómico pueda elevarse mientras que el peso atómico desciende?

Las respuestas surgieron del estudio de la radiactividad. El uranio y el torio, al descomponerse, producían tantos diferentes elementos hijos que, simplemente, no había espacio para todos ellos en la tabla periódica, si se efectuaba un intento de designar un lugar por separado a cada elemento hijo.

Entonces se les ocurrió a varios científicos, entre ellos el químico inglés Frederick Soddy (1877-1956), quien habitualmente recibe la mayor parte del mérito del descubrimiento, que era posible que más de un elemento ocupara el mismo lugar en la tabla periódica. En 1910, Soddy subrayó este punto con algún detalle, sugiriendo que un elemento particular puede aparecer en un cierto número de variedades, cada uno con diferentes propiedades radiactivas. No obstante, todas esas variedades de un elemento particular tendrían idénticas propiedades químicas y todas ellas encajarían en el mismo lugar en la tabla periódica. Tales variedades de un elemento particular las llamó finalmente *isótopos*, de las palabras griegas *isos*, igual, y *topos*, lugar. Como ejemplo particularmente acertado, Soddy señaló el radón, torón y actinio, que, con toda evidencia, eran tres variedades de un elemento. Poseían idénticas propiedades químicas que un gas noble, pero diferían en algunas propiedades radiactivas, como el período de semidesintegración.

Podía parecer que la radiactividad era una propiedad tan especial y peculiar que podía ser aceptada la existencia de diferentes variedades entre los átomos radiactivos. Pero, indudablemente, entre los acreditados *elementos estables* (los que no eran radiactivos) cabía adherirse a la tradicional noción química que determinaba que todos los átomos de un elemento particular eran iguales; que los átomos estables no podían ser divididos en diferentes isótopos.

Esta opinión resultó ser completamente equivocada, como fue pronto demostrado por el físico inglés Joseph John Thomson (1856-1940) en sus investigaciones sobre el gas noble neón, en 1912.

Thomson trabajó con átomos de los cuales algunos de los electrones habían sido suprimidos por la energía de una descarga eléctrica. Lo que quedaba del átomo llevaba una neta carga eléctrica positiva, ya que no había ahora suficientes electrones para neutralizar toda la carga eléctrica positiva del núcleo. Este residuo atómico cargado positivamente se denomina *ion positivo*.

El símbolo químico[3] para el neón es *Ne*, de modo que si un electrón es desplazado de un átomo dando una carga positiva de +1, el símbolo para el ion se convierte en Ne^+. Si son suprimidos dos electrones entonces habrá dos unidades positivas de carga nuclear desequilibradas, en cuyo caso se habla de Ne^{++}. El átomo corriente de neón, con toda su carga nuclear exactamente equilibrada por los electrones, es un *átomo neutro*, y puede ser representado mediante Ne^0, o, simplemente, Ne.

Puesto que un ion está cargado eléctricamente, se comporta de modo distinto a un átomo neutro. Un ion, por ejemplo, es atraído o repelido por otras cargas eléctricas o por polos magnéticos, mientras que un átomo neutro permanece indiferente en uno y otro caso. Thomson dirigió un haz de iones a través de un campo magnético.

[3] Los símbolos químicos para los otros gases nobles, excluyendo el argón, son: Helio, *He*; Criptón, *Kr*; Xenón, *Xe*; y Radón, *Rn*. El argón es un caso especial. Fue el único entre los gases nobles al que se le asignó un símbolo de una sola letra, A Esta irregularidad demostró, finalmente, producir desconcierto entre los químicos, por lo que en la década de los sesenta, se decidió que el símbolo químico del Argón era *Ar*.

Respondiendo a este campo, los iones siguieron una trayectoria curva, y, casualmente, chocaron con un trozo de película fotográfica. Cuando se reveló la película, una franja oscura indicaba dónde habían chocado los iones.

La magnitud de la curva de la trayectoria seguida por los iones dependía, en parte, del tamaño de la carga eléctrica en los iones y, en parte, del peso atómico de dichos iones. Thomson sabía que todos los iones llevaban la misma carga eléctrica y dio por supuesto que todos los átomos de neón tenían el mismo peso atómico.

(Se había aceptado durante más de un siglo que todos los átomos de un elemento particular tenían el mismo pesó atómico).

Por consiguiente, Thomson estaba seguro de que todos los iones de neón seguirían la misma trayectoria curva y formarían una sola franja en la película. Obtuvo dicha franja, pero cerca de ella encontró una segunda franja, mucho más tenue. Por las posiciones, calculó que la franja más destacada era producida por iones con un peso atómico aproximadamente de 20, mientras la franja más tenue era producida por iones con un peso atómico próximo a 22.

El resultado fue comprobado cierto número de veces. Después de sopesar cuidadosamente las posibilidades alternativas, Thomson se vio obligado a extraer la conclusión de que existían en realidad dos variedades de neón: una, de peso atómico 20, y otra, de 22. Podían ser denominadas neón-20 y neón-22, o bien, en símbolos químicos, Ne^{20} y Ne^{22}. Por la relativa prominencia de las franjas, podía calcularse que el neón estaba formado de las dos variedades en la proporción aproximada de un 90% de neón-20 y un 10% de neón-22.

El promedio de peso de los átomos en cualquier muestra formada por una mezcla del 90% con un peso de 20 y 10% con un peso de 22, es 20,2, y éste, realmente, es el peso atómico del neón. Entonces este peso atómico *no* es el peso de cada uno de los supuestamente idénticos átomos del neón, sino tan sólo el peso promedio de una mezcla compuesta de dos diferentes clases de neón (Más tarde, fueron localizadas cantidades muy pequeñas de una tercera variedad, neón-21, pero no resultaron suficientes como para afectar el peso promedio en una cifra significativa).

En consecuencia, el neón constaba de isótopos de diferentes pesos atómicos, el peso atómico de un isótopo individual habitualmente se conoce como su *número másico*. Los diversos isótopos eran todos neón, porque todos los átomos de neón, tanto el neón-20, como neón-21, o neón-22, llevaban una carga nuclear de +10 y es esta carga la que forma de un átomo un átomo de neón.

El ayudante de Thomson, el químico inglés Francis William Aston (1877-1945), mejoró el aparato empleado para seleccionar iones de diferente peso atómico. El aparato de Aston, construido por vez primera en 1919, era conocido como *espectrógrafo de masas*, y durante la década de los veinte, iones de diversos elementos fueron clasificados en isótopos.

De los 81 elementos estables, no menos de 61 están integrados por dos o más isótopos estables. Dentro de éstos 61 se hallan los cinco gases nobles estables. Los isótopos de estos gases son presentados en las tablas 12 y 13.

TABLA 12. *Isótopos estables del Helio, Neón y Argón*

Gas noble	Isótopo	Símbolo	Contenido de Gas (porcentaje)
Helio (peso atómico = 4,0)	Helio-3	He^{3}	0,0001
	Helio-4	He^{4}	99,9999
Neón (peso atómico = 20,2)	Neón-20	Ne^{20}	90,92
	Neón-21	Ne^{21}	0,26
	Neón-22	Ne^{22}	8,34

Argón (peso atómico = 40,0)	Argón-36	Ar^{36}	0,34
	Argón-38	Ar^{38}	0,06
	Argón-40	Ar^{40}	99,60

Como puede verse, hay 23 isótopos estables de gas noble. El xenón, con 9 isótopos estables, casi bate una marca a este respecto. Es aventajado solamente por el estaño, que tiene 10 isótopos estables.

Durante y desde la década de los treinta, los científicos han formado diversos isótopos radiactivos (casi un total de 1.300) de todos los diferentes elementos, incluidos los gases, nobles. Estos isótopos radiactivos no se encuentran en la Tierra, ya que si alguno fue formado en cualquier momento del pasado, su tasa de descomposición es tan rápida que ya no existiría.

Si consideramos únicamente los gases nobles, los de típicamente *half-life* (vida media = período de semidesintegración de una sustancia radiactiva) son los siguientes: xenón-127, 36 días; criptón-87, 78 minutos; argón-37, 34,1 días; neón-24, 3,38 minutos, y helio-6, 0,82 de segundo.

TABLA 13. *Isótopos estables del Criptón y Xenón*

Gas noble	Isótopo	Símbolo	Contenido de Gas (porcentaje)
Criptón (peso atómico = 83,8)	Criptón-78	Kr^{78}	0,35
	Criptón-80	Kr^{80}	2,27
	Criptón-82	Kr^{82}	11,56
	Criptón-83	Kr^{83}	11,55
	Criptón-84	Kr^{84}	56,90
	Criptón-86	Kr^{86}	17,37
Xenón (peso atómico = 131,3)	Xenón-124	Xe^{124}	0,09
	Xenón-126	Xe^{126}	0,09
	Xenón-128	Xe^{128}	1,92
	Xenón-129	Xe^{129}	26,44
	Xenón-130	Xe^{130}	4,08
	Xenón-131	Xe^{131}	21,18
	Xenón-132	Xe^{132}	26,89
	Xenón-134	Xe^{134}	10,44
	Xenón-136	Xe^{136}	8,87

El de más larga vida de todos los isótopos radiactivos conocidos de los gases nobles es el argón-39, con una vida media de aproximadamente 260 años, y el criptón-81, con una vida media de cerca de 210.000 años. Una vida media de 210.000 años es verdaderamente larga, y si fuese integrada una cantidad adecuada de criptón-81, podría contarse con que permanecería durante muy largo tiempo. Su disminución en cantidad sobre la duración máxima de vida de un simple individuo resultaría insignificante. No obstante, incluso una vida media de 210.000 años es insuficiente para mantener la existencia de un isótopo con relación al amplio tiempo de miles de millones de años de duración de vida del planeta Tierra. Si cualquier criptón-81 fue formado en épocas remotas, se habría extinguido ya actualmente.

Una manera en que incluso un isótopo de corta vida radiactiva puede continuar existiendo (por lo menos en pequeños indicios), consiste en que sea producido sin cesar a través de la descomposición de un átomo más complicado, pero de larga vida.

De este modo, el uranio se compone de dos isótopos: uranio-238 y uranio-235, cada uno de los cuales tiene larga vida. En el curso de su lenta descomposición radiactiva, cada uno está produciendo continuamente un diferente isótopo de radón. El torio consiste en un solo isótopo de larga vida, el torio-232, y que, al descomponerse, también produce un isótopo de radón, que difiere de los dos producidos por el uranio.

TABLA 14. *Isótopos que se encuentran naturalmente en el Radón*			
Isótopo	**Símbolo**	**Denominaciones opcionales**	**Vida media**
Radón-219	Rn^{219}	Emanación de actino; Actinón	3,92 segundos
Radón-220	Rn^{220}	Emanación de torio; Torón	52 segundos
Radón-222	Rn^{222}	Emanación de radio; Radón	3,825 días

Por tanto, el radón se encuentra en la Naturaleza aun cuando no posea isótopos estables. Los isótopos naturalmente presentes en el radón aparecen expuestos en la tabla 14. Otros isótopos radiactivos de Radón pueden ser formados en el laboratorio, pero no existen en la Naturaleza en proporciones que puedan medirse.

De todos los isótopos del radón, el radón-222 (la original emanación de radio) posee la vida media más larga (por corta que sea). En consecuencia, integra virtualmente todos los minúsculos indicios de este elemento que puedan ser hallados en la Tierra.

Protones y neutrones

Una vez conocida la existencia de isótopos y de que el peso atómico representa un promedio, ahora podemos ver por qué el argón parecía estar fuera de lugar en la tabla periódica en lo que se refiere a pesos atómicos.

Consideremos el argón y el potasio (los dos reos) en detalle. El número atómico del argón es 18 y el del potasio, 19, de manera que el argón está colocado delante del potasio como es lo adecuado, si los dos han de ocupar la apropiada columna de valencia.

El argón se presenta en la naturaleza como una mezcla de tres isótopos con números masa de 36, 38 y 40; el potasio se presenta en la naturaleza como una mezcla de tres isótopos con números masa de 39, 40 y 41. Aunque los números masa de los dos grupos de isótopos se superponen, el argón, con un número atómico inferior, tiene dos isótopos con un número masa menor que ninguno de los isótopos del potasio. El potasio, con un número atómico más elevado, tiene un isótopo con un número masa más alto que cualquiera de los isótopos del argón.

La distribución de los isótopos es la que resulta curiosa. En el caso del argón, los isótopos ligeros, argón-36 y argón-38, se presentan en el gas únicamente en pequeña proporción, y el argón-40 integra el 99,60% de todos los átomos de argón. Así, el más pesado de los isótopos de argón contribuye de manera preponderante al peso atómico, que viene a ser cerca de 40.

En el caso del potasio, son los isótopos pesados los que escasean, y el isótopo más ligero, potasio-39, integra el 93,08% de todos los átomos de potasio, de modo que el peso atómico viene a ser de 39,1. Resumiendo, el argón es el de carga más pesada, por así decirlo, en su terminal pesado, y el potasio en su terminal ligero. En consecuencia, el peso atómico del argón es más elevado de lo que cabía esperar por su lista de isótopos y el peso atómico del potasio es inferior. Esta misma situación explica

también la inversión del peso atómico en el caso de las parejas cobalto-níquel y telurio-yodo.

Pero ahora surge otra pregunta. Si hay un isótopo, argón-40, y otro isótopo, potasio-40, ¿de qué modo son diferentes? Si ambos tienen el mismo número masa, ¿entonces cómo difieren en su número atómico?

La respuesta a estas preguntas no quedaron resueltas en su forma actual hasta la década de los treinta. Ahora se sabe que el núcleo atómico está formado por diminutas partículas llamadas *nucleones*. Éstos se presentan en dos variedades: *protones* (Rutherford les dio este nombre en 1920) y *neutrones*, descubiertos en 1932 por el físico inglés James Chadwick (nacido en 1891).

El protón y el neutrón son muy parecidos. Ambos, por ejemplo, poseen un número másico poco más o menos de 1. La diferencia principal es que el protón lleva una unidad de carga positiva, +1, mientras que el neutrón no lleva carga eléctrica alguna.

Por consiguiente, la carga positiva de un núcleo atómico debe ser igual al número de protones que contiene. Si un núcleo contiene 2 protones, su carga es de +2.

Recíprocamente, si su carga es de +15, sabemos que debe contener 15 protones.

Puesto que todos los átomos de un elemento conocido tienen el mismo número atómico, y dado que este número atómico representa el tamaño de la carga positiva en el núcleo atómico, resulta que todos los átomos de un elemento determinado poseen el mismo número de protones en su núcleo. El argón tiene un número atómico de 18 y, por consiguiente, cada átomo de argón, de cualquier isótopo, contiene 18 protones en su núcleo.

El número másico de un núcleo atómico particular depende no sólo del número de protones que contiene, sino también del número de neutrones, ya que los neutrones (incluso aunque estén descargados y no contribuyan al número atómico) son tan pesados como los protones y contribuyen en idéntica proporción al número másico.

Consideremos, por ejemplo, el argón-36. El núcleo de un átomo de argón-36 debe contener 18 protones, puesto que el número atómico es 18. No obstante, debe contener también 18 neutrones; por tanto, el número masa total es de 18 protones más 18 neutrones, o sea, 36. El número masa de un átomo es igual al número total de nucleones en su núcleo. Por la misma línea de razonamiento, entonces el argón-38 debe tener núcleos de 18 protones y 20 neutrones; mientras que el argón-40 debe tener núcleos de 18 protones y 22 neutrones.

El mismo principio es aplicable a todos los demás elementos. El número atómico del potasio es 19; en consecuencia, todos los átomos de potasio tienen que contener 19 protones en sus núcleos. El potasio-40 debe estar formado por 19 protones y 21 neutrones.

En resumen, tanto el argón-40 como el potasio-40 contienen 40 nucleones en sus núcleos; pero, en el caso del argón, la división es de 18 protones y 22 neutrones, y en el potasio, 19 protones y 21 neutrones.

En las tablas 15 y 16, se exponen los diversos isótopos de gases nobles relacionados según su incidencia natural, junto con el protón-neutrón que forma sus núcleos.

TABLA 15. *Estructura nuclear de Isótopos de Helio, Neón y Argón*

Isótopo	**Número de protones (número atómico)**	**Número de neutrones**	**Número de nucleones (número másico)**
Helio-3	2	1	3
Helio-4	2	2	4

Neón-20	10	10	20
Neón-21	10	11	21
Neón-22	10	12	22
Argón-36	18	18	36
Argón-38	18	20	38
Argón-40	18	22	40

Una vez que los científicos llegaron a comprender la estructura de los núcleos atómicos, la hipótesis de Prout (véase pág. 17) apareció con una nueva luz. El hidrógeno contiene dos isótopos: hidrógeno-1, que es muy corriente, e hidrógeno-2, que escasea bastante. El número atómico del hidrógeno es 1, de modo que ambos isótopos deben tener núcleos atómicos con sólo un protón. Puesto que el hidrógeno-1 tiene un número masa de 1, el núcleo de átomos de hidrógeno-1 debe contener sólo un protón, y ningún neutrón. Por consiguiente, podemos considerar el protón como un núcleo de hidrógeno-1.

TABLA 16. *Estructura nuclear de Isótopos de Criptón, Xenón y Radón*

Isótopo	**Número de protones (número atómico)**	**Número de neutrones**	**Número de nucleones (número másico)**
Criptón-78	36	42	78
Criptón-80	36	44	80
Criptón-82	36	46	82
Criptón-83	36	47	83
Criptón-84	36	48	84
Criptón-86	36	50	86
Xenón-124	54	70	124
Xenón-126	54	72	126
Xenón-128	54	74	128
Xenón-129	54	75	129
Xenón-130	54	76	130
Xenón-131	54	77	131
Xenón-132	54	78	132
Xenón-134	54	80	134
Xenón-136	54	82	136
Radón-219	86	133	219
Radón-220	86	134	220
Radón-222	86	136	222

Los isótopos de los diversos elementos tienen núcleos que están formados enteramente por protones y de los muy similares neutrones. En cierto modo, entonces, los diversos isótopos están formados por núcleos de hidrógeno, y la sugerencia de Prout acerca de que todos los elementos están formados por hidrógeno por lo menos seguía la pista adecuada.

Así pues, cada isótopo tiene un número masa que es, en realidad, un múltiplo del hidrógeno, y que, por tanto, puede ser expresado como un número entero[4].

Que los pesos atómicos de los propios elementos sean con frecuencia números enteros o casi enteros (un hallazgo que orientó, en primer lugar, a Prout hacia su hipótesis) se mantiene porque muchos elementos consisten en átomos de un solo isótopo —como sucede con el flúor, por ejemplo, todos los átomos del cual son flúor-19— o consisten en un número de isótopos con uno de ellos que predomina sobre los demás, como en el caso del helio y el argón (véase tabla 12). Que algunos elementos tengan pesos atómicos que no son números enteros no significa, al fin y al cabo, que la

[4] Los números masa no son realmente verdaderos números exactos. Las leves desviaciones de la exactitud son sumamente importantes en la física atómica, pero esto excede del marco de este libro.

hipótesis de Prout estuviera equivocada, sino que aquellos elementos están compuestos por una más o menos uniforme mezcla de dos o más isótopos diferentes.

El cuidadoso trabajo de Rayleigh para determinar el peso atómico del oxígeno y del hidrógeno (véase pág. 18) fue inútil en lo que se refiere a sus propósitos primarios de comprobar la hipótesis de Prout. Debido a que condujo por casualidad al descubrimiento de los gases nobles, por esta misma razón continúa siendo uno de los hitos culminantes de la química del siglo XIX, y merecidamente hizo acreedor a Rayleigh de un Premio Nobel.

Capas electrónicas

Fuera del núcleo están los electrones que constituyen el resto del átomo. El número de electrones presente en un átomo está determinado por el número de protones en su núcleo. Para formar un átomo neutro, el número de electrones fuera del núcleo (cada uno con una carga de –1) debe ser exactamente igual al número de protones en el interior del núcleo (cada uno con una carga de +1). En consecuencia, el número de electrones presentes en un átomo neutro debe ser igual al número atómico de este elemento.

Puesto que el argón, por ejemplo, tiene un número atómico de 18, cada átomo neutro de argón debe contener 18 electrones. Esto es así para cualquiera de los isótopos del argón, ya que cada diferente isótopo posee 18 protones en su núcleo. Los isótopos varían únicamente en el número de neutrones del núcleo; puesto que los neutrones no llevan carga eléctrica, no necesitan ser neutralizados, y, por consiguiente, no influyen en modo alguno en el contenido de electrones del átomo.

Las propiedades químicas de un átomo dependen del número de electrones que lo forman. Puesto que los átomos de todos los isótopos de argón poseen el mismo número de electrones, todos ellos tienen las mismas propiedades químicas. Es esta identidad de propiedades químicas la que nos permite incluir todos los isótopos del argón como miembros de un elemento individual.

El potasio, con un número atómico de 19, debe poseer 19 electrones en cada átomo neutro de cada uno de sus isótopos. Todos los isótopos del potasio muestran propiedades químicas distintas de todos los isótopos del argón, debido a esta diferencia en su número de electrones. Por consiguiente, el potasio y el argón son dos elementos diferentes.

Así, aunque el potasio-40 y el argón-40 tienen números masa idénticos, los átomos del primero poseen 19 electrones y los del segundo tan sólo 18, lo cual les concede con amplitud diferentes propiedades químicas, y les hace ser miembros de diferentes elementos a pesar de la identidad del número masa.

Los electrones no están distribuidos en el núcleo del átomo de manera confusa, embrollada. En lugar de eso, se hallan ordenados de tal modo que parecen distribuirse a través de un número de capas electrónicas de tamaño creciente desde el núcleo hacia el exterior.

La capa electrónica más interna, justo fuera del núcleo, no puede nunca contener más de 2 electrones; la siguiente puede contener hasta 8; la siguiente, 18; la siguiente, 32, y así sucesivamente. Los átomos más complejos que conocemos, con un poco más de 100 electrones por átomo, tienen sus electrones distribuidos a través de no menos de siete conchas electrónicas.

Los 18 electrones del argón, por ejemplo, están distribuidos en tres capas; 2 electrones están en la capa más interna; 8, en la siguiente; 8, en la que está por fuera de ésta. Podemos describirlas como 2/8/8.

Para destacar la importancia de esta distribución de electrones, podemos indicar la distribución de los electrones en el caso de todos los elementos en esta porción de la tabla periódica que contiene los gases nobles. Podemos empezar, en la tabla 17, con las dos columnas de los elementos de valencia-2, indicando el número atómico antes del nombre de cada elemento y la distribución de electrones bajo el nombre.

Como puede verse, existen evidentes regularidades en esta distribución de electrones. La más exterior de las capas de los elementos de la columna encabezada por el oxígeno contiene 6 electrones en cada caso. La más exterior de las capas de los elementos en la columna encabezada por el berilio contiene 2 electrones.

Cuando dos átomos chocan, son los electrones de la capa más externa los que soportan la colisión, por así decirlo. Una reacción química supone una transferencia de electrones de un átomo a otro (bien en total o bien en parte) y la naturaleza de esta transferencia depende casi por entero del número de electrones en la capa más externa expuesta.

Consideremos un átomo de azufre y otro de selenio. El número total de electrones en el primero es de 16 y en el segundo de 34, de modo que los dos átomos son miembros de elementos diferentes. No obstante, la distribución electrónica en el azufre es 2/8/6 y en el selenio, 2/8/18/6. Aunque el número total de electrones es diferente, el número en la capa más externa expuesta es el mismo. Por consiguiente, el comportamiento químico del azufre y del selenio es bastante similar, y aunque los dos son elementos diferentes, desde el principio fueron reconocidos como miembros de la misma familia de elementos.

Oxígeno, azufre, selenio, telurio y polonio pertenecen a lo que se acostumbra llamar *familia del oxígeno*, de acuerdo con su primer miembro. Del mismo modo, berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio pertenecen a una familia de elementos habitualmente denominada *metales alcalinotérreos* (por razones químicas no necesitamos profundizar en esta cuestión).

En general, ha sido experimentado por los químicos que la ordenación de los electrones es más estable cuando la capa electrónica más externa contiene exactamente 8 electrones. (La única excepción es cuando la capa más interna es la única presente. Puede contener un máximo de 2 electrones, y un contenido de 2 es una situación muy estable).

TABLA 17. *Distribución de electrones en los elementos de valencia-2*

Valencia 2	**Valencia 2**
	4 - Berilio 2/2
8 - Oxígeno 2/6	12 - Magnesio 2/8/2
16 - Azufre 2/8/6	20 - Calcio 2/8/8/2
34 - Selenio 2/8/18/6	38 - Estroncio 2/8/18/8/2
52 - Telurio 2/8/18/18/6	56 - Bario 2/8/18/18/8/2
84 - Polonio 2/8/18/32/18/6	88 - Radio 2/8/18/32/18/8/2

Consideremos el átomo de magnesio con una ordenación electrónica de 2/8/2. Si contuviera 2 electrones en la capa más exterior, la ordenación de los restantes electrones sería 2/8, una situación particularmente estable. En realidad, entonces, el átomo de magnesio tiene una fuerte tendencia a ceder exactamente 2 electrones. Un electrón puede ser transferido a cada uno de los dos átomos diferentes, de manera que el átomo de magnesio puede terminar formando una combinación con los otros dos átomos. Por esta razón se dice que el magnesio tiene una valencia de 2. Por la misma causa, todos los demás metales de alcalinotérreos tienen una valencia de 2.

Consideremos a continuación el átomo de oxígeno. Su ordenación es 2/6, pero si pudiese ganar 2 electrones, la ordenación se convertiría en la muy estable de 2/8. Realmente, el átomo de oxígeno muestra una fuerte tendencia a aceptar 2 electrones. Puede aceptar un electrón de cada uno de los dos átomos diferentes y terminar formando una combinación con otros dos átomos. Por eso decimos que el oxígeno tiene una valencia de 2, y lo mismo pasa con todos los otros elementos de la familia del oxígeno.

Realmente, todo el concepto de valencia (hallado por cálculo en la década de 1850 partiendo de datos puramente químicos) depende de la distribución de los electrones dentro de los átomos. Puesto que la tabla periódica fue determinada por consideraciones de valencia, también ella depende de la distribución de los electrones dentro de los átomos (aunque los detalles de la distribución de electrones no fueron comprendidos hasta medio siglo después de que fuese completada la tabla periódica).

En la tabla 18 examinaremos a continuación las dos columnas de elementos de valencia-1, que presentan una situación completamente análoga.

Flúor, cloro, bromo, yodo y astato, cada uno con 7 electrones en la capa más externa de sus átomos, forman un grupo muy similar de elementos, llamados *halógenos*. Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio, cada uno con un solo electrón en la concha más exterior, forman otra familia, la de *metales alcalinos*.

Cada uno de los metales alcalinos puede tener el electrón individual en la capa más externa y 8 electrones en lo que se convierte después en la capa más externa. El potasio, por ejemplo, cambia de 2/8/8/1 a la forma estable 2/8/8. Cada uno de los halógenos muestra una fuerte tendencia a seleccionar un electrón, de modo que el cloro cambia entonces su distribución de electrones de 2/8/7 a 2/8/8. En consecuencia, las dos familias tienen una valencia de 1.

TABLA 18. *Distribución de electrones en los elementos de valencia-1*

Valencia 1	**Valencia 1**
1 - Hidrógeno 1	3 - Litio 2/1
9 - Flúor 2/7	11 - Sodio 2/8/1
17 - Cloro 2/8/7	19 - Potasio 2/8/8/1
35 - Bromo 2/8/18/7	37 - Rubidio 2/8/18/8/1
53 - Yodo 2/8/18/18/7	55 - Cesio 2/8/18/18/8/1
85 - Astato 2/8/18/32/18/7	87 - Francio 2/8/18/32/18/8/1

(El hidrógeno, con un solo electrón, puede fácilmente perder este electrón o, en cierto modo menos corriente, seleccionar un electrón para constituir una forma estable número 2 para la capa más interna. Por esta razón, el hidrógeno es más bien un

elemento único y no es realmente un miembro de ninguna familia bien definida. Comparte alguna de sus propiedades químicas con los metales alcalinos y algunas con los halógenos, pero presentan distintos e importantes puntos de diferencia en cada caso).

Ahora estamos ya en condiciones de examinar la tabla 19, que trata de la distribución de electrones en los gases nobles. Como puede apreciarse, cada uno tiene una capa externa que contiene 8 electrones (excepto el helio, que tiene 2 electrones en su única capa —una situación equivalente); en consecuencia, no es sorprendente que formen una familia definida de elementos. Además, con 8 electrones en la órbita más externa (o 2 para el helio) no existe tendencia ni a ceder ni a aceptar electrones para lograr una situación estable. La situación estable está ya presente.

TABLA 19. *Distribución de electrones en los gases nobles*

Valencia 0
2 - Helio 2
10 - Neón 2/8
18 - Argón 2/8/8
36 - Criptón 2/8/18/8
54 - Xenón 2/8/18/18/8
86 - Radón 2/8/18/32/18/8

Cuando declaro que los gases nobles no muestran tendencia a ceder ni a captar electrones, estoy indicando que los gases nobles no tienden a reaccionar con otras sustancias[5]. Se debe a su estable distribución de electrones el que los átomos de los gases nobles sean tan inertes, equilibrados, y «nobles»; rechazando mezclarse con otros átomos y formar compuestos; rechazando incluso combinarse entre ellos mismos, permaneciendo en estado gaseoso como átomos simples y separados.

[5] No «tienden» a reaccionar, pero, tal como veremos, existen unas determinadas condiciones en las cuales algunos de ellos sí lo hacen, sin embargo.

5. SUMINISTRO DE GAS NOBLE

La constitución del Universo

He dicho anteriormente que los gases nobles a veces se llaman «gases raros». Evidentemente, esto se debe a que más bien escasean en la Tierra. Sin embargo, en realidad, algunos de ellos no son completamente raros ni con mucho en el conjunto del Universo.

Los astrónomos, mediante el estudio del espectro de diversas estrellas y nebulosas, así como de la absorción luminosa por las tenues volutas de materia esparcidas entre las estrellas, han llegado a conclusiones aproximadas con respecto a la relativa abundancia de los elementos en el Universo.

En primer lugar, el elemento más simple de todos, el hidrógeno (número atómico 1), parece ser, de lejos, la sustancia más común en el Universo. Se estima que el 90% de todos los átomos que existen en el Universo son átomos de hidrógeno. Otro 9% de los átomos son átomos de helio (número atómico 2), el segundo elemento más simple. Los restantes elementos, situados todos juntos, constituyen menos del 1% de los átomos en el Universo.

La distribución de elementos en el Universo es presentada con frecuencia sobre la base de asignar el número arbitrario de 10.000 para los átomos del silicio. El número de átomos de los otros elementos se asigna en proporción. En la tabla 20 se expone la abundancia de los once elementos más corrientes en el Universo, además de los más escasos gases nobles. La tabla se basa en una valoración por tanteo preparada por el químico americano Harold Clayton Urey (nacido en 1893), en 1956. Como puede apreciarse, el helio, neón y argón figuran entre los once elementos más frecuentes. Tan sólo el criptón, xenón y, desde luego, el radón, pueden ser considerados como realmente escasos «gases raros» a escala universal.

Esta situación, en la que la materia generalmente está formada casi por completo de hidrógeno y helio, es cierta en nuestro propio Sol y posiblemente segura en los planetas gigantes en los confines de nuestro propio sistema (Júpiter, Saturno, Urano y Neptuno), si tenemos en cuenta los datos espectroscópicos y determinadas teorías sobre cómo debe estar formada la estructura del Sol y cómo se originó el Sistema Solar. Indudablemente, es también cierta para la inmensa mayoría de otras estrellas y planetas gigantes del Universo.

Sin embargo, no es verdad con respecto a la Tierra. Por cada 10.000 átomos de silicio en el Universo, hay 400.000.000 átomos de hidrógeno; pero por cada 10.000 átomos de silicio en la corteza terrestre, hay tan sólo unos 1.320 átomos de hidrógeno. Es probable que el número relativo de átomos de hidrógeno sea todavía más bajo en las capas profundas de la estructura de la Tierra. No obstante, los detalles químicos esenciales de la composición de esas capas más profundas no son conocidas bien del todo, y no cabe debatir sobre ellas.

Considerando tan sólo las capas externas de la corteza terrestre, y dando por sentado que no se perdió ningún silicio durante la formación de la Tierra, podemos sacar la conclusión de que sólo tenemos aproximadamente 1/300.000 de átomos de hidrógeno en nuestro planeta como puede esperarse por la composición del Universo.

TABLA 20. *Abundancia de elementos en el Universo*	
Elemento	**Número de átomos en el Universo (silicio =10.000)**
Hidrógeno	400.000.000
Helio*	31.000.000
Oxígeno	215.000
Neón*	86.000
Nitrógeno	66.000
Carbono	35.000
Silicio	10.000
Magnesio	9.100
Hierro	6.000
Azufre	3.750
Argón*	1.500
Criptón*	0,51
Xenón*	0,040
Radón*	Insignificante

No es difícil comprender el motivo de esta situación. Los sólidos y los líquidos se mantienen firmemente en la corteza terrestre mediante la atracción química entre los átomos y moléculas, así como por la fuerza de la gravedad. Los gases se mantienen solamente por la gravedad. Los átomos o moléculas individuales de gases están en constante movimiento, y parte de ellos se abre camino dentro de las capas superiores de la atmósfera donde el aire es tan tenue que rara vez colisionarán con otros átomos o moléculas. De cuando en cuando, uno de esos átomos o moléculas en la atmósfera superior adquirirá una velocidad mayor a diez kilómetros por segundo. Ésta es la *velocidad de fuga o escape* desde la Tierra. Cualquier cosa (ya sea un átomo o una nave espacial) que se mueva más velozmente, por lo general en dirección ascendente, puede abandonar la Tierra y nunca regresar. Por esta razón, la atmósfera tiene «vías de escape» y está perdiendo constantemente gas.

Cuanto mayor sea la atracción de la fuerza de gravedad de un planeta, tanto más elevada será la velocidad de escape, pero es más raro que los átomos o moléculas puedan desarrollar una velocidad suficientemente alta para este propósito. Por esta razón, Marte, con sólo dos quintas partes de la fuerza de gravedad de la Tierra, tiene una atmósfera con una densidad del 1% la de nuestro planeta. La Luna, con una fuerza de gravedad de sólo la sexta parte la de la Tierra, no ha retenido virtualmente ninguna atmósfera en absoluto. En cambio, Júpiter, con una atracción gravitacional 2,6 veces la de la Tierra (incluso en la parte superior de su atmósfera, e indudablemente una atracción muchísimo más intensa en su verdadera superficie), posee una atmósfera más densa y más profunda que la que tenemos nosotros.

Cuánto más ligero sea un átomo determinado o una molécula, tanto más rápidamente tiende, a moverse, siendo mucho más probable que exceda de la velocidad de escape y abandone la Tierra. El oxígeno y el nitrógeno, por ejemplo, consisten en moléculas bivalentes con un peso molecular de 32 (2 x 16) y 28 (2 x 14), respectivamente. Moléculas con este peso pueden ser retenidas por la Tierra. El escape de estos gases es imperceptible; si todo continúa igual que en el pasado, la Tierra puede conservar su atmósfera sin cambios durante muchos miles de millones de años.

* Gases Nobles

Por otra parte, el hidrógeno, con moléculas bivalentes, tiene un peso molecular de 2 (2 x 1). Estas moléculas se mueven mucho más rápidamente que lo hacen las del oxígeno y nitrógeno, lo suficiente para superar la velocidad de escape con suma frecuencia. Por esta razón, la Tierra no puede retener el hidrógeno, y tan sólo se hallan vestigios de hidrógeno en la atmósfera (La fuerza gravitacional más potente de Júpiter puede retener hidrógeno; por eso su atmósfera es rica en este gas).

Si el hidrógeno existiese únicamente en forma de gas, entonces la Tierra carecería en la actualidad de hidrógeno. Esto es especialmente cierto, puesto que durante su formación la Tierra probablemente estaba más cálida (incluso muchísimo más cálida) de lo que está ahora; cuanto más cálida esté la superficie terrestre, más rápidamente se mueven todos los átomos gaseosos y las moléculas. Si el hidrógeno escapa de nuestra atmósfera ahora, lo hubiese hecho incluso con más facilidad durante los primeros tiempos de la Tierra. En realidad, el hidrógeno no habría sido capturado por la Tierra en formación.

No obstante, el hidrógeno forma compuestos, en particular agua, cuyas moléculas están constituidas por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno (H_2O). El propio vapor de agua no puede ser retenido por una tierra cálida, pero, en cambio, las moléculas de agua pueden quedar fijadas más o menos sólidamente a diversas sustancias minerales como *agua de hidratación*. La Tierra, en su origen, pudo haber perdido (o nunca ganado) todo su hidrógeno gaseoso y todo su vapor de agua, pero retuvo el agua formada en la estructura química de sus minerales. Más tarde en su historia, este agua sería gradualmente obligada a liberarse para formar los océanos (los cuales, según creen algunos geólogos, están todavía en su lento proceso de formación).

Del mismo modo, gran parte del oxígeno y del nitrógeno gaseoso (quizá incluso todo) se perdió en los orígenes de la Tierra, pero una enorme proporción quedó retenida en forma de compuestos sólidos.

Formación del helio

La situación con respecto a los gases nobles más ligeros, en particular el helio, es como la del hidrógeno, aunque más clara. Por cada 10.000 átomos de silicio en el Universo, cerca de 31.000.000 son helio, pero por cada 1.000 átomos de silicio en la corteza terrestre, sólo, quizá, 0,004 son helio. La cantidad de helio en la Tierra es sólo una cuarenta mil millonésima parte de lo que cabe esperar por su proporción en el conjunto del Universo.

El gas helio consiste en átomos simples con un peso atómico de 4. Éste es dos veces el peso molecular del hidrógeno, pero es todavía demasiado ligero para que pueda retenerlo la gravedad de la Tierra, sobre todo en las condiciones de elevada temperatura de los primeros tiempos del planeta.

Además, el helio no forma compuestos y existe únicamente en forma de gas elemental. En consecuencia, no existe ningún recurso mediante el cual pueda ser retenida parte del helio.

Realmente asombroso no es que haya poco helio en la Tierra, sino que quedara siquiera un ápice de helio. ¿Por qué no ha desaparecido todo durante los miles de millones de años de vida de la Tierra? ¿Por qué siquiera ha quedado un solo átomo?

Sucede que es bastante probable que no quede ni rastro del helio original. Sin embargo, nuevos depósitos de átomos de helio se han ido formando en la corteza terrestre a través de toda su historia.

Esto tiene lugar porque diversos elementos de larga vida radiactiva ceden *partículas alfa* al desintegrarse. En 1909, Rutherford estuvo en condiciones de demostrar que las partículas alfa eran realmente núcleos de helio. Éstos captaban electrones muy pronto después de ser liberados por los elementos radiactivos y se convertían en átomos neutros de helio.

Cerca del 94,5% de todas las partículas alfa formadas en la corteza terrestre proceden de átomos de uranio-238, cada uno de los cuales, al descomponerse, por etapas, en átomos de plomo-206, desprende no menos de ocho partículas alfa. El resto está formado, casi enteramente, por átomos de torio-232, cada uno de los cuales se descompone, en etapas, en plomo-208, cediendo seis partículas alfa. La tasa de desintegración de estas dos sustancias es tal que cada segundo se producen cerca de 9.000 partículas alfa en cada kilogramo de la corteza terrestre.

Esto no es excesivo, realmente, considerado en sí mismo; pero hay una enorme cantidad de kilogramos de materia en la corteza terrestre y un año tiene un elevado número de segundos. Una reciente valoración aproximada, basada en el helio disuelto en las profundidades del océano, sugiere que, en conjunto, en la Tierra se producen 120.000.000 de metros cúbicos de helio anuales, a través de la radiactividad; este volumen asciende a 2.200 toneladas.

Gran parte de este helio permanece atrapado en los minerales de uranio y torio en los que se forma. El tratamiento de estos minerales liberará el helio, tal como descubrió Ramsay, aunque Hillebrand fracasó en el intento.

Algo del helio se libera y mezcla con otros gases atrapados dentro de la corteza terrestre, en particular con el llamado «gas natural», en realidad una mezcla de hidrocarburos inflamables (es decir, que posee moléculas de carbono e hidrógeno). El gas natural suele estar asociado con petróleo, y algunas veces, cuando en las regiones petroleras se realizan perforaciones, aparece también gas natural.

El primer descubrimiento de este hecho tuvo lugar por casualidad. En 1903, se halló un pozo de gas cerca de una ciudad de Kansas; para celebrar el acontecimiento, se extrajo una porción del gas para encender una antorcha. Sin embargo, el gas se negó a arder. Los asombrados ciudadanos lo hicieron analizar. La mayor parte del gas era nitrógeno, pero aproximadamente un 2% correspondía al helio.

Las mejores fuentes de helio se hallan entre los pozos de gas natural en Texas. En particular, hay pozos de gas cerca de Amarillo, que producen hasta 13.600.000 metros cúbicos (250 toneladas) de helio anuales. Un pozo de Arizona produce una mezcla de gas que contiene un 8% de helio. Al término de la década de los sesenta, los Estados Unidos producían muchos millones de metros cúbicos de helio por año. Desde luego, un poco del helio formado en la corteza terrestre escapa hacia la atmósfera. Esto tiene lugar, de acuerdo con un reciente cálculo, en la proporción de dos litros y medio por milla cuadrada al año. No puede ser retenido en la atmósfera por tiempo indefinido, pero, en parte, siempre está presente helio que ha fluido desde el suelo hacia arriba y que todavía no ha tenido tiempo de escapar fuera de la atmósfera hacia el espacio exterior.

El helio producido por la descomposición radiactiva del uranio y torio es enteramente helio-4. ¿Cómo explicar, entonces, la presencia también de pequeños indicios de helio-3? El helio-3 es más ligero que el helio-4 e incluso desaparece más pronto de la atmósfera; en consecuencia, si se halla presente, debe de estar formándose sin cesar.

Y así es. La Tierra está siendo bombardeada sin descanso y desde todas las direcciones en el espacio con *partículas de rayos cósmicos* muy energéticas. Golpean la atmósfera, disgregando los átomos. De vez en cuando, se forma un núcleo de hidrógeno-3. Dicho hidrógeno-3, también llamado *tritio*, es el único isótopo radiactivo de hidrógeno conocido. Se descompone, con una vida media de 12 años y tres meses, y,

en el proceso, se convierte en helio-3 estable (algunas veces llamado *tralfio*). Ésta es la fuente de los indicios de helio-3 hallados en la atmósfera; virtualmente, ninguno está presente en la corteza terrestre.

Formación del argón

El helio es relativamente frecuente para ser un gas noble «raro», pero no es el único con esta cualidad. También el argón es sorprendentemente corriente. En particular, constituye alrededor del 1% de la atmósfera, lo cual es muy sorprendente para un gas noble. Se supuso que ocurría así debido a su más elevado peso atómico que, en consecuencia, le permitía ser retenido por la gravedad terrestre.

Esto ya es cierto hoy día; cualquier argón ahora presente en la atmósfera será retenido por tiempo indefinido. Sin embargo, es muy probable que, en las épocas más calurosas del período de formación de la Tierra, perdiera el argón que pudo haber tenido, salvo minúsculas cantidades físicamente atrapadas en minerales. En consecuencia, el argón ahora presente en la atmósfera debió de ser formado en los eones desde los tempranos días de la Tierra.

Un indicio es la particular abundancia de argón-40, que constituye el 99,6% de todos los átomos de argón en la Tierra. En el conjunto del Universo, la prueba espectroscópica parece indicar que el argón-36 es el isótopo más corriente. Al parecer, entonces, es el argón-40 en particular el que debió de formarse desde que el planeta se asentó en temperaturas más frías, después que se hubo perdido la mayor parte del argón-36. Una reciente sugerencia expone que dicho argón-36 y argón-38, tal como se hallan presentes en la atmósfera, lo están debido a que fue impulsado desde el espacio exterior por el viento solar; es decir, las partículas impulsadas a la fuerza fuera del Sol. ¿Por qué, entonces, el argón-40 es tan corriente?

El origen radica aquí en los inicios del potasio. En 1906, el científico británico Norman Robert Campbell halló una radiactividad muy débil asociada con el potasio (la primera vez que tal cosa había sido descubierta fuera del uranio, torio y sus elementos hijos). Esta radiactividad quedó rápidamente fijada como potasio-40, el menos corriente de los tres isótopos de potasio. Tan sólo un átomo de potasio en 10.000 de ellos es potasio-40.

El potasio-40 se descompone con una vida media de 1.300.000.000 de años. Un tiempo suficientemente largo como para permitir que parte de la provisión original de la Tierra en potasio-40 exista incluso hoy día. Un tiempo lo bastante corto, sin embargo, para que en el curso de la vida total de la Tierra (por lo menos cinco mil millones de años) la mayor parte del depósito original haya desaparecido. Hace cinco mil millones de años, había por lo menos dieciséis veces más potasio-40 del que existe ahora, y aproximadamente un átomo de potasio de cada 600 era potasio-40.

De todas maneras, el potasio es uno de los elementos más comunes en la corteza terrestre. Incluso aunque hoy día el potasio-40 suponga tan poco de la reserva de potasio, continúa habiendo aproximadamente tanto potasio-40 en la corteza terrestre como lo hay de uranio. Además, el potasio-40 está muy ampliamente esparcido, de modo que su radiactividad no puede ser tomada a la ligera.

El potasio-40 fue identificado, casi de inmediato, como una muestra de descomposición radiactiva mediante la emisión de *partículas beta* (Una partícula beta es un electrón en movimiento). Un átomo que emite una partícula beta incrementa su número atómico en uno más.

Sin embargo, en 1936, el físico japonés Hideki Yukawa (nacido en 1907) demostró que resultaba posible para algunos átomos sobrellevar la descomposición radiactiva mediante la absorción de un electrón de la capa de electrones más interna. La capa electrónica más interna es la llamada capa K, por lo que el proceso se denomina captura de K. La captura de K, que implica la absorción de un electrón, produce en un átomo un efecto opuesto al originado por una emisión de partículas beta, que significa la potencia neta de un electrón. En la captura de K, el átomo reduce su número atómico en una unidad.

En 1938, el físico americano Luis W. Álvarez (nacido en 1911) demostró la realidad de la captura de K. El potasio-40 se desintegra por la captura de K, por ejemplo, lo mismo que por la emisión de partículas beta. Un 89% de los átomos de potasio-40 que se desintegran emiten partículas beta. El número atómico aumenta de 19 a 20, y tales átomos se convierten en calcio-40. No obstante, el restante 11% soporta la captura de K, y el número atómico se reduce de 19 a 18, y los átomos se convierten en argón-40.

Es el proceso de la captura de K, soportado por el potasio-40, el que, en el transcurso de los eones, produjo la amplia cantidad de argón-40 en la atmósfera; y esto explica la preponderancia del argón-40 sobre el argón-36 y el argón-38.

Desde luego, queda una cantidad considerable de argón en el suelo. Incluso aunque se escape lentamente a la atmósfera, esto no sucede de inmediato; probablemente, hay dos mil quinientas veces tanto argón en el suelo como en la atmósfera.

De hecho, comparando el contenido en potasio de ciertas rocas con el argón-40, se puede deducir el espacio de tiempo desde que la roca se convirtió en sólida y, en consecuencia, en las condiciones apropiadas para captar cualquier argón-40 que se formara. Una cantidad conocida de potasio puede producir una determinada proporción de argón-40, y por la cantidad de argón-40 presente se puede calcular durante cuánto tiempo lo estuvo captando.

Lógicamente, se debe estar seguro de que ningún argón-40 ha sido liberado de la roca durante el tiempo que lo estuvo captando. Siempre existe la posibilidad de que haya ocurrido así, pero entonces el valor del tiempo es demasiado pequeño. Incluso en este caso, se han encontrado rocas que dieron una edad de 2.500 millones de años empleando este método. La edad de los meteoritos dieron cifras de hasta 4.500.000.000 de años.

Cabría suponer que el mismo sistema puede ser aplicado a los minerales de uranio y torio para determinar cuánto helio ha sido captado en el curso de todas las edades como resultado de la desintegración radiactiva de esos metales pesados. Por desgracia, el helio, que tiene un peso atómico mucho más bajo que el argón, se escapa fuera de las rocas con una rapidez mucho más considerable. Por consiguiente, los químicos determinan la edad midiendo la cantidad de plomo producido por la descomposición del uranio y del torio. En las dos primeras décadas del siglo actual fueron estas determinaciones las que añadieron la prueba final a la sospecha de que la Tierra tenía realmente varios miles de millones de años de edad.

Gases nobles en la atmósfera

Todos los gases nobles aparecen únicamente en la Naturaleza como los gases elementales. El helio y el argón, que están siendo formados sin cesar en el suelo, se

liberan en la atmósfera, donde se puede esperar hallar cualquier gas. En cuanto al neón, criptón y xenón, que no son formados en el suelo hasta una cantidad que resulte significativa, se hallan únicamente en la atmósfera.

Las proporciones relativas de los diversos gases nobles en atmósfera, seca y filtrada, pueden ser presentadas como el número de átomos de cada uno que existe en cada millón de moléculas de oxígeno y nitrógeno. Así lo hacemos —clasificando los gases nobles en el orden de su peso atómico— en la tabla 21.

El neón tiene un peso atómico de 10, pero éste es excesivamente ligero para que la gravedad de la Tierra pudiera retenerlo a las elevadas temperaturas que reinaban en los orígenes del planeta. Ni para disponer de nuevos depósitos formados en el suelo. Una combinación de estas dos razones es la que hace que el neón en la Tierra sea más escaso que el argón. Aproximadamente hay sesenta veces más átomos de neón que de argón en el conjunto del Universo, pero en la Tierra hay más de 1.000.000 de veces tantos átomos de argón (contando la provisión en el suelo) como de átomos de neón.

TABLA 21. *Proporciones atómicas de los gases nobles en la atmósfera*

Elemento	Peso atómico	Números de átomos por millón de moléculas de nitrógeno y oxígeno
Helio	4,0	5,25
Neón	20,2	18,00
Argón	40,0	9,30
Criptón	83,8	1,00
Xenón	131,3	0,08
Radón	222,0	0,00000000000006

El neón presente en la atmósfera ahora es probable que sea elaborado por los pequeños vestigios que fueron mecánicamente atrapados en rocas al principio y desde entonces fueron liberados en el aire al irse desgastando las rocas por la alteración producida por los agentes atmosféricos. El que en la actualidad está presente en el aire probablemente continuará retenido durante un largo período. En realidad, la capacidad de la Tierra para conservar neón, donde no puede retener el más ligero helio, está demostrada por el hecho de que hay tres veces más átomos de neón en la atmósfera que átomos de helio, incluso, aunque el helio está constantemente elevándose desde el suelo y no lo haga el neón.

El criptón y el xenón pueden ser retenidos fácilmente por la gravedad terrestre, quizás incluso en las condiciones de elevadísimas temperaturas en los tempranos días del planeta. Su rareza en la atmósfera refleja el hecho de que el criptón y el xenón son realmente escasos en el conjunto del Universo.

Una pequeña cantidad de criptón y xenón aparece en el suelo terrestre a través de la descomposición del uranio, pero no procedente de la descomposición radiactiva corriente. De vez en cuando, un átomo de uranio se divide en dos porciones casi iguales, en un proceso llamado *fisión del uranio*.

Este proceso puede ser apresurado en las adecuadas circunstancias y entonces se liberan enormes cantidades de energía (principio de las primeras *bombas atómicas*). Incluso sin estimulación tienen lugar ocasionales *fisiones espontáneas*. Este hecho es muy raro, y el uranio-238, por ejemplo, soporta fisiones espontáneas con una vida media de cerca de seis mil trillones de años. Esto significa que por cada 1.300.000 átomos de uranio-238 que sufren una descomposición corriente, un simple átomo de uranio-238 soporta una fisión espontánea. Incluso así, en el conjunto de la corteza

terrestre unos 10 gramos de uranio deben estar experimentando una fisión cada segundo.

El átomo de uranio no es sometido a fisión precisamente del mismo modo cada vez. Se forma un grupo de *productos de fisión*, entre los cuales hay varios isótopos de criptón y xenón.

La cantidad de criptón y xenón así formada, incluso durante todo el tiempo de vida de la Tierra, no es grande, pero la existencia del proceso es de probable importancia con respecto a la Luna.

La Luna tiene una gravedad tan ínfima que es incapaz de retener cualquier molécula (o átomos libres) menos pesada que el argón. Incluso el argón probablemente puede ser retenido sólo de modo temporal. Sin embargo, el criptón y el xenón poseen átomos lo bastante pesados como para permanecer incluso en el campo de gravedad de la Luna.

Este hecho imposibilita a la Luna tener una atmósfera en el sentido de la nuestra, pero hay tenues volutas de gas cerca de su superficie, suficientes para formar una «atmósfera» por lo menos con densidad equivalente a una diez millonésima parte de la nuestra. Tal «atmósfera» no sería sino un muy gran vacío en la Tierra, pero es mucho más densa (por escasa que sea) que las increíbles tenues volutas de gas en el espacio interplanetario. Es muy probable que gran parte de esta atmósfera lunar esté integrada por criptón y xenón obtenidos de la fisión del uranio en la corteza terrestre, y que alguna porción de argón pueda estar presente también, por lo menos de modo temporal, mientras se forma del potasio-40.

Sólo nos queda por mencionar el radón. Es lo bastante pesado para ser retenido por el campo de gravedad de la Tierra sin dificultad. No obstante, se descompone muy rápidamente después de formarse y los minúsculos vestigios en la atmósfera representan los pocos átomos recientemente producidos por la descomposición del uranio que todavía no han tenido tiempo de descomponerse a su vez.

Aunque los gases nobles se hallan entre los menos corrientes de los elementos estables, resulta mucho más fácil separar sustancias fuera del aire que fuera del suelo. En consecuencia, los gases nobles resultan mucho más asequibles que si forman parte de un mineral raro equivalente.

Además, la reserva total de gases nobles en la atmósfera es respetable. En primer lugar, debemos comprender que la atmósfera representa una masa de material de tamaño considerable. Su peso no es inferior a 57.000.000.000.000.000 de toneladas (cincuenta y siete mil billones de toneladas). Los gases que incluso forman pequeña porciones de una masa tan enorme pueden ser aislados en cantidad considerable.

Por la abundancia de los átomos de los diversos gases nobles, y de acuerdo con los diferentes pesos de los átomos, el suministro total de gases nobles estables en la atmósfera se expone en la tabla 22.

TABLA 22. *Masa total de gases nobles estables en la atmósfera*

Elemento	**Provisión total atmosférica (en toneladas)**
Helio	40.000.000.000
Neón	710.000.000.000
Argón	400.000.000.000.000
Criptón	20.000.000.000
Xenón	1.000.000.000

Por añadidura, hay aproximadamente, en el suelo, 1.000.000.000.000.000 (mil

billones de toneladas) de helio y quizá 1.000.000.000.000.000.000 (un trillón de toneladas) de argón. El suministro potencial de gases nobles, por raro que pueda ser, es de miles de millones de toneladas. Incluso el xenón, que probablemente es el más escaso de todos los elementos estables, existe en mil millones de toneladas de suministro.

Es interesante comprobar cómo este suministro puede ser dividido entre los diversos isótopos de los gases nobles. En particular, ¿cuántos hay de los isótopos estables más raros de cada uno de los cinco gases nobles estables? Estos isótopos más raros son el helio-3, neón-21, argón-38, criptón-78 y xenón-126. La provisión[6] atmosférica de cada uno de ellos aparece en la tabla 23. El helio-3 es el isótopo estable más raro en la Tierra; incluso así, está presente en la atmósfera en decenas de miles de toneladas.

TABLA 23. *Masa total de algunos isótopos estables de gas noble en la atmósfera*

Isótopo de gas noble	**Suministro total atmosférico (en toneladas)**
Helio-3	40.000
Neón-21	1.850.000.000
Argón-38	240.000.000.000
Criptón-78	70.000.000
Xenón-126	900.000

Desde luego, el gas noble verdaderamente raro es el radón, puesto que es radiactivo. La provisión total de radón en la atmósfera es de un poco más de 500 toneladas (aunque pueda haber una cantidad considerablemente mayor atrapada en los minerales de uranio de la corteza terrestre).

[6] El helio y el argón en el suelo están casi enteramente en la forma de helio-4 y argón-40. Por consiguiente, las provisiones atmosféricas de helio-3 y argón-38 son virtualmente todas las que hay de estos isótopos.

6. USOS DE LOS GASES NOBLES

Argón

Puesto que el argón es el más corriente de los gases inertes y constituye una parte tan respetable de la atmósfera, es fácil de producirlo en cantidad por la destilación fraccionada de aire líquido. Es también comparativamente barato; en la actualidad, un dólar basta para pagar 300 l de argón. El argón ocupa el primer lugar en la escala de amplio uso en relación con las lámparas de luz eléctrica.

La iluminación eléctrica fue posible en 1879, cuando el inventor americano Thomas Alva Edison (1847-1931) calentó un filamento de carbono en una ampolla de cristal en la que se había hecho el vacío mediante una corriente eléctrica. El carbono se puso incandescente hasta el blanco, pero no se fundió, ya que el punto de fusión del carbono viene a ser de 3.500° C, aproximadamente, muy por encima incluso de la temperatura del filamento incandescente de una bombilla.

Aunque los filamentos incandescentes del carbono no se funden, se vuelven muy quebradizos cuando están al rojo blanco, y se rompen fácilmente. En 1904, se depositó metal en el filamento de carbono para darle más consistencia. En 1906, fue abandonado el carbono en favor de los metales de elevado punto de fusión, y comenzó a emplearse el tantalio (punto de fusión, 2.850° C). En 1911, se proyectaron métodos para extraer tungsteno (punto de fusión, 3.390° C) en delgados filamentos y este metal remplazó al tantalio, y el que se emplea hasta hoy para las lámparas incandescentes.

Si bien los alambres de metal demostraron ser mucho más fuertes que los filamentos de carbono, todavía continúan rompiéndose con facilidad en el vacío. Al parecer, se produce una lenta evaporación de metal incandescente dentro de la bombilla. Átomo por átomo, el metal se va liberando del alambre y se instala en la superficie interior del globo de cristal. Esto no sólo reduce la transparencia del cristal y empaña la luz, sino que da lugar a que el filamento se vaya adelgazando y se vuelva más frágil e, incluso, llegue a quebrarse.

El vacío parecía necesario, ya que si los filamentos se calentaban en presencia del aire, se combinarían con el oxígeno en un relámpago y quedarían destruidos. El químico norteamericano Irving Langmuir (1881-1957) se percató del problema y comprobó que para prevenir esta eventualidad era suficiente con separar el oxígeno y no todo el aire. En consecuencia, rellenó las bombillas con nitrógeno.

Dado que el nitrógeno es un gas inerte, no reacciona fácilmente con los filamentos de metal. No obstante, por la presión que ejerce, disminuye la velocidad a la cual se evapora el metal. Las bombillas duraban mucho más cuando estaban llenas de nitrógeno que cuando se había hecho el vacío en ellas.

En 1914, Langmuir dio el siguiente paso lógico. El nitrógeno es inerte, pero no del todo, y reacciona con el metal, aunque sea lentamente. En consecuencia, en lugar del nitrógeno colocó argón, que era un poco más caro, pero que aumentaba la duración de las bombillas un plazo más que suficiente para compensar el costo adicional. Las bombillas de luz eléctrica continúan hoy día llenas de argón, por lo cual el primer uso industrial importante de los gases nobles sigue teniendo vigencia.

La inercia del argón es su característica individual más importante, por lo que se refiere a usos industriales. Esto es cierto en las bombillas y también lo es en lo referente a la soldadura.

En la soldadura de metales, se funden parcialmente los bordes de dos piezas de metal, que luego quedan unidas en una sola pieza metálica. Durante la Primera Guerra Mundial, se hizo de uso corriente el empleo de la *soldadura de arco*, en la que se hace saltar una chispa eléctrica desde un electrodo hasta el material que se desea soldar. El borde del metal se calienta como el filamento en una bombilla y se funde.

La gran dificultad de la soldadura de arco consistía en que el metal (por lo general, acero), reaccionaba con el oxígeno e incluso con el nitrógeno del aire durante los instantes en que estaba al rojo blanco, o sea, incandescente. En consecuencia, la junta quedaba taladrada con óxidos y nitruros (combinaciones del metal con el oxígeno y con el nitrógeno). Estos óxidos y nitruros son quebradizos, y fatalmente pueden debilitar las soldaduras. Como resultado, los metalúrgicos se concentraron en idear métodos para proteger la zona que debía ser soldada y mantener apartado el aire.

En 1929, se halló una solución práctica. Se lanzó un chorro de gas argón a través del arco de modo que constantemente envolviese la zona que debía ser soldada. Este tipo de *soldadura escudada de arco* producía excelentes juntas de gran solidez, no sólo en el acero, sino en otros metales, como el cobre, níquel, magnesio, y así sucesivamente. Hoy día, el más importante uso del argón está relacionado con la soldadura escudada de arco (Tampoco se desperdicia el argón en el proceso; simplemente, regresa a la atmósfera de la cual fue extraído en su origen, de manera que el gas se mantiene en cantidades esencialmente ilimitadas).

El argón es también empleado en otros usos en que es importante mantener apartados el oxígeno y el nitrógeno. Por ejemplo, el aluminio puede ser cortado con un «soplete atómico de hidrógeno». En este soplete, las moléculas de hidrógeno son disgregadas en átomos separados, y estos átomos se reúnen en las proximidades del aluminio que está siendo cortado. Esta reunión engendra tanto calor que el aluminio queda cortado casi de inmediato. Sin embargo, en presencia del aire, el aluminio, al fundirse, se combina pronto con el oxígeno, y el óxido friable forma escamas, de modo que el corte aparece mellado e irregular. Por esta razón, se le añade argón al hidrógeno. No afecta a la reunión de átomos de hidrógeno, y, en cambio, sirve para rodear el aluminio fundido de una atmósfera inerte.

El argón es también empleado en la preparación del titanio metálico. El titanio era un metal común que se empleaba muy poco antes de la Segunda Guerra Mundial por considerársele inútil dada su friabilidad. Pero esta circunstancia no era culpa del metal, sino de los óxidos y nitruros que siempre se producían en cuantas ocasiones el titanio era preparado en forma metálica en presencia de aire. Hoy día, el titanio se prepara en una atmósfera de argón, y el titanio puro resultante es particularmente duro y fuerte. Es más fuerte que el acero, en igualdad de peso, y, en consecuencia, sirve para muchos usos importantes.

Otros elementos, como el silicio y el germanio, deben ser preparados en forma de cristales extremadamente puros para que puedan servir como componentes adecuados de nuevos tipos de equipo eléctrico llamados *transistores*. La pureza necesaria se logra cuando los cristales se forman bajo argón.

Neón

Puesto que los demás gases nobles también son inertes, podrían ser empleados en vez del argón, si no fuera porque ningún otro gas noble resulta tan barato como el argón. El neón, por ejemplo, es casi quinientas veces más caro que el argón. No obstante, el neón y los demás gases nobles tienen sus usos, aunque más restringidos.

Cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de un tubo que contenga una cantidad de gas o vapor a baja presión, la temperatura del gas o vapor se eleva hasta el punto en que emite luz del color particular de sus líneas espectrales. El resultado es una *lámpara de vapor*.

La primera que se empleó fue la lámpara de vapor de mercurio, inventada en 1901. Emite una luz brillante, matizada de verde azulado, lo cual resultaba muy útil en las fábricas en la época en que las bombillas eléctricas corrientes aún se mantenían empañadas. Sin embargo, virtualmente no hay líneas rojas en el espectro del mercurio, lo que significa que los objetos rojos no se reflejan. Los labios aparecen negros a la luz de la lámpara de vapor de mercurio, el cutis aparece jaspeado, y el aspecto generalmente desagradable del rostro y la piel humanos hacen que la lámpara de vapor de mercurio no se utilice en el hogar.

La lámpara de vapor de sodio produce una luz de color amarillo brillante, la cual también la hace inadecuada en el hogar. No obstante, la luz amarilla resulta particularmente visible en condiciones de niebla y brumas; en consecuencia, este tipo de lámparas se emplea con frecuencia para iluminar carreteras.

Se descubrió pronto que los gases nobles brillaban con gran belleza cuando se empleaban en lámparas de vapor. El neón, particularmente, producía un destello rojo brillante. Cuando Ramsay y Travers estaban preparándose para estudiar su espectro, su característico destello les indicó de inmediato que se había presentado un nuevo elemento.

El químico francés Georges Claude (1870-1960) trabajaba con lámparas de vapor de neón; desde 1927, fue capaz de producirlas en cantidad. Las lámparas de vapor que contenían una variedad de diferentes gases o mezclas de gas, podían ser fabricadas en formas atractivas, o en letras que componen palabras (habitualmente llevan un mensaje publicitario). Tan destacado era el color rojo de esas lámparas de vapor que contenían neón que todas ellas tanto si realmente eran de neón como si no lo eran, se llamaron definitivamente *lámparas de neón*.

Una pequeña y deslustrada versión de la luz de neón es la *lámpara incandescente de neón*, que consiste en una pequeña bombilla o tubo que contiene electrodos en una atmósfera de neón. La electricidad es impulsada a través del neón, dando lugar a que produzca un resplandor rojo. Se requiere poca electricidad para este propósito, y la lámpara no está realmente proyectada para iluminación, sino tan sólo como señal: para señalar la situación de un interruptor o como indicador de que algún circuito eléctrico está en funcionamiento (o, tal vez, de que no lo está).

Las lámparas o tubos de neón tampoco eran apropiadas para ser empleadas en el hogar. Para la iluminación cotidiana, se necesitaba luz blanca, y la adecuada lámpara de vapor no fue fabricada hasta la década de los cuarenta. Cuando se consiguió fue por medio de la lámpara de vapor de mercurio.

Una lámpara de vapor de mercurio desprende una cierta cantidad de luz ultravioleta. Puesto que la luz ultravioleta no pasa a través del cristal corriente, la lámpara de vapor no ofrece peligro (Si se emplea cuarzo, la luz ultravioleta pasa a través de él, y el resultado es la «lámpara solar», y con la cual la gente puede lograr un bronceado o beneficiarse de cualquier uso terapéutico de la luz ultravioleta; aunque en

estos casos es necesario tomar las debidas precauciones contra las quemaduras solares y las lesiones oculares).

Si la superficie interior de la lámpara de vapor de mercurio se reviste con una sustancia fluorescente, brillará con una luz blanca cuando esté expuesta a la ultravioleta. La luz blanca atravesará el cristal, y así tenemos la luz *fluorescente*. Las luces *fluorescentes* son más blancas que las bombillas corrientes, más brillantes para un mismo consumo de energía, más frías, y duran más tiempo. Desde la Segunda Guerra Mundial, los tubos de luz fluorescente han sustituido de manera progresiva a las bombillas corrientes.

Las luces fluorescentes requieren un dispositivo de arranque; algo que actúe calentando los electrodos y ponga en marcha la corriente eléctrica que circule a través del vapor. Un dispositivo común de arranque es una bombilla incandescente de argón.

El neón es empleado en varios dispositivos que han comenzado a emplearse sólo en fecha reciente.

En 1957, la *cámara de centelleo* fue introducida para la detección de partículas subatómicas, y demostró ser más eficaz para muchos usos que los anteriores aparatos de detección. La cámara de centelleo consiste en placas de metal convenientemente espaciadas, con placas alternas con una gran carga de electricidad, de modo que una descarga eléctrica se halla dispuesta para ser lanzada. Cuando una partícula subatómica pasa velozmente a través de la cámara, las descargas se desprenden en los puntos donde golpea la placa. Entre las placas de esta cámara se emplea un gas inerte, por lo general, neón o bien argón.

Todavía más excitante es el *láser*. Este aparato produce un haz de luz intensamente energética, sus rayos pueden mantenerse concentrados y tienen una sola longitud de onda. Ninguna luz de esta clase había sido producida nunca por el hombre ni (hasta donde sabemos hoy día) por la Naturaleza antes de 1960, cuando el físico norteamericano Theodore Harold Maiman (nacido en 1927) produjo el primer láser.

Este primer láser tenía como clave esencial un cristal de rubí sintético. El cristal era cargado primero con energía, la cual era entonces liberada en forma de un fogonazo muy breve de intensa luz roja. Por consiguiente, el primer láser era intermitente.

Se trabajó con ahínco para producir láseres continuos, y el rubí se sustituyó por tubos de gas. Los *gases láser* así conseguidos, a últimos de 1960, eran continuos. Los gases empleados en estos láseres incluían todos los gases nobles estables, solos o en combinación. El primer gas láser, producido por un físico iraní, Alí Javan (nacido en 1926), que trabajaba en los *«Laboratorios Bell Telephone»*, empleó una mezcla de neón y helio. Esta variedad continúa siendo la más importante.

Criptón y xenón

Las lámparas fluorescentes pueden contener mezclas de argón y criptón. El criptón puede ser empleado también en bombillas corrientes de luz. En realidad, el criptón es superior al argón para este propósito, porque cuanto más denso sea el gas, tanto mayor es el efecto enlentecedor sobre el grado de evaporación del filamento metálico.

Puesto que el criptón es producido del aire sólo en cantidades relativamente pequeñas y es unas nueve mil veces más caro que el argón, resulta improbable que el criptón sustituya al argón en gran escala. De todas maneras, el criptón puede ser empleado para lámparas especiales que durarán mucho más tiempo que las lámparas

llenas de argón de potencial lumínico equivalente (o serán mucho más brillantes que las lámparas llenas de argón con un promedio de vida equivalente).

El criptón posee un provechoso isótopo radiactivo con un promedio de vida intermedio. Los isótopos radiactivos de larga vida, como el argón-39 (vida media, unos 260 años) y criptón-81 (vida media, unos 210.000 años), tienen una radiactividad débil para ser muy útiles. Los de corta vida, como el argón-41 (vida media, 1,83 horas) y el criptón-79 (vida media, 34,5 horas), desaparecen demasiado pronto para ser útiles.

No obstante, el criptón-85 elude uno y otro extremo. Tiene una vida media de 10,6 años y, en consecuencia, es suficientemente activo y de larga vida para resultar de utilidad.

Por ejemplo, puede ser empleado para comprobar escapes en recipientes sellados. Incluso si se filtran pequeñas cantidades de criptón-85 a través de las paredes del recipiente, pueden ser descubiertas gracias a las radiaciones que emite, con lo cual queda registrada la presencia del escape. El criptón-85 puede ser detectado en una concentración muchísimo menor de lo que pueden serlo los gases no radiactivos, por lo cual el criptón-85 es muchísimo más sensible para descubrir escapes. Como es inerte, el criptón-85 merece gran confianza de que no reaccionará químicamente con nada que contenga el recipiente, lo cual constituye una ventaja sobre la mayor parte de los isótopos radiactivos que pudieran servir para este propósito.

El criptón-85 puede ser empleado también en una lámpara fluorescente que continuará luciendo durante años sin necesidad de suministro eléctrico. La radiación del criptón-85 mantendrá la potencia incandescente del fluorescente.

El xenón, obtenido también de aire líquido (pero con más dificultades que el criptón, ya que el xenón es menos corriente), cuesta aproximadamente dos veces más que el criptón, pero puede ser usado también en luces especiales cuando el gasto queda justificado.

En general, los elementos absorben los rayos X con mayor eficacia a medida que se eleva su número atómico. Por consiguiente, el xenón, con un número atómico de 54, resulta muy eficaz como absorbente. Como es un gas, puede ser bombeado con facilidad dentro de diversas cavidades corporales; dado que es un gas noble, no reacciona con nada en el organismo y, en las cantidades adecuadas, no produce perjuicio alguno. Ningún otro elemento posee un átomo tan complejo, a la vez que continúa en estado a temperaturas ordinarias, de manera que ningún otro elemento puede al mismo tiempo presentar lo mismo que el xenón, la utilidad y los poderes absorbentes.

Entre los gases nobles, cuanto más elevado es el número atómico, tanto más soluble es el gas en agua y en otros fluidos. En general, las sustancias que se disuelven en líquidos corporales muestran a menudo efectos anestésicos. Esta característica la tienen los gases nobles, y dado que el xenón es el más pesado de los gases nobles, es el más soluble y, por tanto, el más eficaz de los anestésicos.

Una mezcla del 20% de oxígeno y del 80% de xenón conseguirá rápidamente una profunda anestesia. No existe peligro de explosión o de incendio, como cuando se emplea éter; no presenta secuelas desagradables; y el paciente despierta con prontitud una vez dejado de administrarse el gas. El único inconveniente en el terreno de su aplicación es su elevado precio.

El xenón, en lámparas de vapor, produce una luz azulada, mientras que el criptón emite una luz verdosa.

Incluso el raro radón ha tenido sus usos. Después que se descubriera el radio, su intensa radiactividad llegó a emplearse como un método para destruir células cancerosas. Pero dado que el radio podía también convertir células normales en neoplásicas, el empleo del radio ofrecía indudables peligros.

Pequeñas cantidades de radón (producidas por el radio) podían ser empleadas para evitar estos efectos nocivos de la radiactividad después de ser introducidas en

diminutos tubos de cristal precintados. Las radiaciones del radón se extinguen mucho más pronto que las del radio, ya que el radón tiene una vida media mucho más corta (3,8 días en comparación de los 1.620 años del radio). Por tanto, las agujas de radón podían ser empleadas y, en cierto sentido, olvidadas.

No obstante, desde la Segunda Guerra Mundial, se ha obtenido una amplia variedad de isótopos radiactivos de los diversos elementos; estos isótopos han sustituido al radón en el tratamiento del cáncer.

7. HELIO

Ligereza

En el capítulo anterior, tan sólo el helio no recibió especial atención. No se debe a que carezca de importancia, sino, por el contrario, a causa de que es tan sumamente importante que merece un capítulo aparte.

Entre otras cosas, el helio es un elemento de grandes extremos. Está formado por el segundo más simple de todos los átomos y, en consecuencia, menos denso que cualquier otro elemento excepto el hidrógeno (que posee el más simple de todos los átomos).

La densidad de dos gases diferentes en condiciones ambientales similares está en proporción al peso de las partículas que los integran (siempre y cuando los gases no estén sometidos a una presión demasiado elevada o a una temperatura excesivamente baja). De este modo, el hidrógeno está integrado por moléculas con dos átomos de hidrógeno cada una, y, por tanto, tiene un peso molecular de 2. El helio está integrado por átomos simples con un peso atómico de 4. Puesto que 4 es el duplo de 2, la densidad del helio es dos veces la del hidrógeno. A cero grados de temperatura y a una presión atmosférica corriente, la densidad del hidrógeno es de 0,09 g por litro; la del helio es de 0,178 g por litro[7].

Un modo de tratar estas densidades es convertirlo en términos cotidianos comprensivos. Imaginemos un salón de cinco metros y medio de largo, tres metros y medio de ancho y dos metros de alto. Si llenamos esta habitación con hidrógeno a cero grados de temperatura contendría casi cuatro kilogramos de este gas, pero contendría ocho kilogramos de helio, si se empleara este gas. Estos pesos pueden resultar excesivamente grandes si consideramos lo ligeros que nos parecen los gases, pero el local contiene cincuenta y seis kilogramos de aire atmosférico.

Si arbitrariamente establecemos la densidad del aire igual a 1, podemos clasificar las densidades de un cierto número de gases corrientes (incluidos todos los gases nobles) tal como aparecen en la tabla 24.

Como puede comprobarse, hay únicamente ocho gases corrientes (si incluimos el vapor de agua como un gas) que son más ligeros que el aire, y tan sólo tres gases comunes que son la mitad menos pesados que el aire.

Lo mismo que los objetos más ligeros que el agua pueden flotar en ésta, los gases más ligeros que el aire (si se ha evitado mezclarlos con aire) flotarán en el aire[8].

---

[7] El gas hidrógeno, formado por moléculas compuestas de parejas de átomos de hidrógeno-2, tendrá un peso molecular de 4, mientras que un gas integrado exclusivamente por helio-3 tendrá un peso atómico de 3. Así, una variedad de helio podía ser más ligera que otra de hidrógeno. Sin embargo, el hidrógeno-2 y el helio-3 son bastante raros. El hidrógeno y el helio corrientes son casi por entero hidrógeno-1 y helio-4, respectivamente, y así deben ser tratados.

[8] Un objeto más ligero que el agua flota en la superficie del agua, porque ésta tiene una superficie sobre la cual flotar. Un gas más ligero que el aire asciende, pero halla un nivel límite para su ascenso y se vuelve menos denso con la altura, mientras que el aire que flota, encerrado en un recipiente, sólo puede expansionarse en dicho recinto. Con el paso del tiempo, deja de ser menos denso que el aire que le rodea, y entonces ya no se eleva.

TABLA 24. *Densidades de los diversos gases*	
Gas	**Densidad (aire = 1)**
Hidrógeno (H_2)	0,069
Helio (He)*	0,138
Neón (Ne)*	0,345
Metano (CH_4)	0,54
Amoniaco (NH_3)	0,59
Vapor de agua (H_2O)	0,62
Monóxido de carbono (CO)	0,97
Nitrógeno (N_2)	0,97
Aire ($H_2 + O_2$)	1,00
Oxígeno (O_2)	1,10
Sulfuro de hidrógeno (H_2S)	1,17
Cloruro de hidrógeno (HCl)	1,26
Argón (Ar)*	1,38
Bióxido de Carbono (CO_2)	1,52
Cloro (Cl_2)	2,45
Criptón (Kr)*	2,89
Xenón (Xe)*	4,53
Radón (Rn)*	7,65

Este detalle fue puesto en práctica por vez primera, en 1783, cuando dos franceses, los hermanos Joseph Michel Montgolfier (1740-1810) y Jacques Étienne Montgolfier (1745-1799), mantuvieron una bolsa ligera, con el lado abierto hacia abajo, sobre una llama, y dejaron que se llenase con aire caliente. Puesto que el aire caliente es menos denso que el aire frío, el aire caliente se elevó, arrastrando la bolsa. Éste fue el primer *globo*. El aire caliente es sólo levemente menos denso que el aire frío; tan pronto como el aire caliente se enfría, deja de ser menos denso. Se necesitaba algo mejor si se pretendía que los globos fuesen útiles. El hidrógeno había sido descrito por Cavendish sólo diecisiete años antes, y era el único gas por entonces conocido que se considerara definitivamente más ligero que el aire. El físico francés Jacques Alexandre César Charles (1746-1823) sugirió que fuese empleado para llenar los globos. Este consejo fue seguido de inmediato, y subir en globo se convirtió en el capricho de moda en los años anteriores y posteriores a 1800.

Un siglo después, en 1900, el inventor alemán, conde Ferdinand von Zeppelin (1838-1917), instaló un motor en una barquilla colocada debajo de un globo con forma de cigarro y así logró construir el primer *globo dirigible* (que podía ser «dirigido»).

Durante el siglo XIX y muy avanzado ya el XX, el hidrógeno fue el gas empleado para hinchar globos y dirigibles, incluso aunque representaba un enorme peligro a causa de su inflamabilidad y peligro de explosión. Los dirigibles alemanes que intentaron bombardear Londres durante la Primera Guerra Mundial resultaron completamente ineficaces debido a que ofrecían un blanco perfecto, al ser tan anchos y voluminosos, por lo que fácilmente podían ser abatidos.

No obstante, parecía no poder hallarse un sustituto. Los únicos otros gases más ligeros que el aire de alguna importancia, que estaban al alcance en el siglo XIX, eran el

* Gases nobles.

metano y el amoníaco. Por supuesto, éstos eran más densos que el hidrógeno y tenían menos potencia ascensional. Además, el metano era casi tan inflamable como el hidrógeno, y el amoníaco, muy maloliente y tóxico.

El descubrimiento de los gases nobles ofreció una solución. En primer lugar, dos de ellos, el neón y el helio, eran más ligeros que cualquier otro gas excepto el propio hidrógeno. Su ligereza es más efectiva de lo que puede parecer considerando solamente sus números de densidad. La densidad del helio es dos veces mayor que la del hidrógeno, y la densidad del neón es cinco veces mayor que la del hidrógeno. Sin embargo, esto *no* significa que su potencia ascensional sea la mitad y la quinta parte, respectivamente, del hidrógeno.

Pasemos a considerar este punto. Si un volumen de gas desplaza una libra de aire, el aire ejerce una presión hacia arriba de una libra sobre el gas desplazado. Si consideramos un volumen de aire que pesa una libra, los mismos volúmenes de hidrógeno, helio y neón pesan 0,069, 0,138 y 0,345 libras, respectivamente (tal como es de esperar por las densidades relativas de esos gases).

Esto significa que 0,069 libras de hidrógeno desplazan una libra de aire, y el aire que impulsan hacia arriba con una presión de una libra elevará las 0,069 libras de hidrógeno más 0,931 libras de cualquier otro gas añadido, puesto que 1 – 0,069 = 0,931. Por el mismo razonamiento, el aire levantará 0,138 libras de helio más 0,862 libras añadidas; y levantará 0,345 libras de neón más las 0,655 añadidas.

En otras palabras, si un volumen determinado de hidrógeno levanta 0,931 libras, el mismo volumen de helio elevará 0,862 libras y este volumen de neón levantará 0,655 libras. El helio tiene 0,862/0,931, o sea, aproximadamente el 94% de la potencia ascensional del hidrógeno, a pesar de que el helio es dos veces más denso que el hidrógeno. De manera similar, el neón tiene el 70% de la potencia ascensional del hidrógeno, aunque sea cinco veces más denso que el hidrógeno.

El helio y el neón, particularmente el helio, son así posibles sustitutos del hidrógeno. La leve disminución en potencia ascensional que supone el empleo del helio carece por completo de importancia si se tiene en cuenta que el helio no se inflama en absoluto, no es explosivo, ni tóxico, inodoro, insípido, en suma, inofensivo en todos sus aspectos[9].

Por añadidura, el helio, con sus átomos más pesados, escapa a través del tejido material de la bolsa que lo contiene en menor cantidad que lo hace el hidrógeno.

Puesto que la única fuente de neón es la atmósfera, resulta excesivamente caro para emplearlo en hinchar globos. El helio, que es el que se prefiere sobre todo, se produce en tan gran número de pozos naturales de gas que es lo suficientemente barato como para emplearlo para hinchar globos para los niños en las fiestas. Es posible producir helio incluso en las cantidades necesarias para hinchar globos gigantescos y dirigibles (Sin embargo, el helio-3, el raro isótopo del helio, cuesta alrededor de 100 dólares el litro).

Durante la Primera Guerra Mundial, los Estados Unidos estaban ya dedicando grandes esfuerzos para obtener el suficiente helio para emplearlo en globos; después de la Primera Guerra Mundial, el helio fue el gas utilizado por los Estados Unidos con este propósito, como también por aquellas naciones que podían adquirir helio en Estados Unidos.

En la década de los treinta, Alemania, que era la primera constructora mundial de dirigibles, no pudo comprar helio norteamericano, debido a que su régimen nacionalsocialista era odiado por una gran mayoría del pueblo norteamericano. Como resultado, los dirigibles alemanes continuaron siendo rellenados con hidrógeno. El

---

[9] Naturalmente, si respiramos una atmósfera formada enteramente o casi por entero de helio, moriríamos al cabo de pocos minutos. No sería el helio el que provocaría la muerte, sino la carencia de oxígeno. Siempre y cuando se disponga de la adecuada provisión de oxigeno, se puede respirar todo el helio que nos parezca.

mayor y más sofisticado de los dirigibles alemanes, el *«Hindenburg»*, emprendió el vuelo hacia su punto de destino en Lakehurst, Nueva Jersey, a principios de mayo de 1937. El 6 de mayo, cuando intentaba aterrizar, sus algo más de un millón y medio de metros cúbicos de hidrógeno estallaron en llamas y quedó destruido, pereciendo en la catástrofe treinta y cinco personas. Esto representó el final de los globos y dirigibles hinchados con hidrógeno.

Por desgracia, los dirigibles que empleaban helio, construidos por Estados Unidos y otras naciones, quedaron fuera de uso también por las mismas fechas. No se incendiaban, pero su enorme y comparativamente débil estructura no podía soportar el embate de las tormentas.

No obstante, siguen teniendo diversas utilidades, incluso hoy día, los *blimp*, pequeños dirigibles (para anuncios publicitarios, por ejemplo) y los grandes globos que se envían a la atmósfera superior con fines científicos. Estos globos, hinchados con helio, se elevan a treinta kilómetros de distancia de la superficie terrestre y presentan una ventaja sobre los cohetes y es que pueden permanecer allí durante horas e incluso días.

Inercia

El hecho de que el helio sea por completo inerte, y relativamente barato, hace que sea tan útil, en potencia, como el argón, para determinados usos, como la soldadura escudada de arco y para emplearlo en la metalurgia de metales sensibles al oxígeno y nitrógeno. Sin embargo, el helio tiene otras importantes aplicaciones que el argón no puede sustituir. Por esta razón, siempre que el argón y el helio puedan ser utilizados en condiciones equivalentes para algún propósito, se considera más lógico emplear el argón.

El argón no puede sustituir al helio, lógicamente, cuando se requiere una extrema ligereza. El argón no puede ser empleado, por ejemplo, para hinchar globos. La ligereza del helio, que le permite ser empleado para hinchar globos, justifica también su utilidad en algunos aspectos del tratamiento médico.

Supongamos una atmósfera artificial integrada por un 21% de oxígeno y un 79% de helio; una atmósfera, en otras palabras, en la cual el helio remplaza al nitrógeno y al argón. Una persona que respire dicha atmósfera consigue todo el oxígeno que necesita, y no carece de cuanto le es indispensable (si damos por sentado que la mezcla contiene pequeñas cantidades de vapor de agua y bióxido de carbono), ya que no respira ni nitrógeno ni argón.

Esta atmósfera de oxígeno-helio posee tan sólo un tercio de la densidad total de la atmósfera corriente de oxígeno-nitrógeno. Es menos viscosa y circula más fácilmente a través de estrechos pasillos. Los pacientes que sufren de asma, o de cualquier otra dolencia que obstruya sus conductos nasal y bronquial, pueden aspirar y espirar más fácilmente y conseguir el oxígeno que necesitan, donde la atmósfera corriente puede condenarles a una lenta asfixia. El hidrógeno sería aun más útil que el helio si no fuera porque una mezcla de oxígeno e hidrógeno es casi pura dinamita que estalla con una simple chispa.

El helio puede sustituir al nitrógeno en aquellas condiciones en que la presencia de nitrógeno no es tan sólo un asunto de indiferencia para el organismo, sino que se convierte en un peligro angustioso.

De nuevo nos encontramos con el problema de la solubilidad. Todos los gases se disuelven en los líquidos corporales hasta un cierto límite, y podemos valorar el grado comparativo en que se producen estos hechos considerando la solubilidad de los gases en el agua, lo cual constituye la masa de los líquidos corporales. Algunos gases son muy solubles en agua. Cien centímetros cúbicos de agua fría disolverán aproximadamente 120.000 centímetros cúbicos de amoniaco y cerca de 50.000 centímetros cúbicos de cloruro de hidrógeno. Éstos son casos excepcionales. Otros gases son muchísimo menos solubles.

Algunos de los gases corrientes (excluidos los gases nobles) aparecen clasificados en orden de solubilidad decreciente en la tabla 25.

TABLA 25. *Solubilidad de algunos gases corrientes*

Gas	Número de centímetros cúbicos disueltos en 100 cc de agua fría
Bióxido de carbono	170,00
Oxígeno	4,89
Monóxido de carbono	3,50
Nitrógeno	2,33
Hidrógeno	2,14

Estos pequeños grados de solubilidad no deben ser descartados. Los océanos del mundo contienen cincuenta veces más bióxido de carbono que el contenido en la atmósfera y constituyen un depósito vital del gas. Los animales marinos que respiran mediante branquias utilizan la pequeña cantidad de oxígeno disuelto en el agua del mar.

Además, también, aunque el organismo no utiliza en absoluto el nitrógeno gaseoso, parte de éste se disuelve en los líquidos corporales. La solubilidad de los gases aumenta generalmente con la presión y este hecho es importante para los hombres que trabajan sometidos a elevadas presiones.

Esto es particularmente aplicable a los que trabajan dentro de cámaras de inmersión bajo el agua, por ejemplo. Deben respirar una atmósfera que se mantiene a una presión equivalente a la del agua que hay encima de ellos, si tienen que construir túneles debajo de los ríos, presiones iguales a dos o tres veces la de la atmósfera ordinaria. En estas circunstancias, el oxígeno y el nitrógeno se disuelven con una proporción desacostumbrada en los fluidos corporales. El oxígeno es consumido por el organismo, pero el nitrógeno permanece intacto en solución. Si entonces disminuye la presión rápidamente, el nitrógeno ya no puede continuar por más tiempo en solución, sino que escapa en forma de burbujas y pasa a la circulación sanguínea. Puede causar dolores lancinantes y, en condiciones extremas, acarrear la muerte. Este estado se llama «parálisis de los buzos». En consecuencia, cuando los obreros abandonan las cámaras de inmersión, deben permanecer primero en cámaras de descompresión, en las cuales la presión va siendo reducida lentamente a fin de que el nitrógeno sea eliminado por etapas y de manera que pueda ser soportado por el organismo.

Examinemos ahora la solubilidad de los gases nobles, en orden decreciente de su peso atómico, tal como aparecen en la tabla 26.

TABLA 26. *Solubilidad de los gases nobles*

Gas	Número de centímetros cúbicos disueltos en 100 cc de agua fría

Radón	51,00
Xenón	24,00
Criptón	11,00
Argón	5,60
Neón	1,47
Helio	0,94

Como podemos ver, la solubilidad disminuye a medida que el peso atómico se reduce. El xenón es cinco veces más soluble que el oxígeno (su solubilidad fue citada anteriormente en relación con el empleo del xenón en anestesia). El xenón es utilizado para este propósito sólo a presión normal, de manera que cuando el paciente ya no lo respira, no forma burbujas fuera de los tejidos sino que puede ser utilizado poco a poco. Su uso no implica el peligro de parálisis de los buzos. El radón sería incluso más eficaz como anestésico de no ser por su radiactividad.

En cuanto al neón y el helio, son menos solubles que el oxígeno, nitrógeno o hidrógeno. En realidad, el helio, a causa de ser muy inerte, es conocido como el gas menos soluble en agua.

En consecuencia, cuando se emplea una atmósfera de oxígeno-helio en cámaras de inmersión, tan sólo cerca de un tercio de gas inerte se disuelve en los líquidos corporales que cuando se emplea una atmósfera normal. Las burbujas que surgen por descompresión son menores y más escasas. Por añadidura, puesto que el helio fluye más fácilmente que el nitrógeno, las burbujas de helio se desprenden con más facilidad. El empleo de una atmósfera oxígeno-helio permite una descompresión más rápida y aminora el peligro de parálisis que afecta a veces a los que trabajan en cámaras de inmersión.

Una leve dificultad que supone el respirar helio la constituye el hecho de que los pequeños átomos vibran más rápidamente. Por tanto, el sonido de las ondas se agudiza, y los hombres hablan de pronto lanzando chillidos de soprano. Algunas veces esto trastorna tanto a los hombres que deben comunicarse por escrito.

Licuación

Sin embargo, es en relación con la baja temperatura cuando el helio es más extraordinario y más insustituible.

En primer lugar, si la temperatura es lo bastante baja, un elemento se halla en *estado sólido*, en el cual los átomos (o las moléculas) que lo integran se mantienen en una posición fija; pueden vibrar, pero no desintegrarse.

Si se eleva la temperatura, los átomos o moléculas vibran más rápidamente y energéticamente hasta que ya no permanecen en la vecindad de ninguna posición fijada en absoluto, sino que se deslizan y circulan libremente entre ellos. El elemento ha pasado al *estado líquido* y la temperatura de transición es el *punto de fusión*.

En un líquido, los átomos o moléculas, aunque libres para moverse, deben permanecer en virtual contacto entre ellos. No obstante, al continuar elevándose la temperatura, la vibración atómica aumenta hasta que finalmente los átomos o moléculas se separan, moviéndose después de eso con completa independencia. El elemento ha pasado al *estado gaseoso* y la temperatura de transición es el *punto de ebullición*.

En el caso de cada elemento, existen fuerzas de atracción que mantienen juntos los átomos o moléculas. La energía de vibración debe superar a esas fuerzas si el sólido

debe primero fundirse, y si el líquido resultante ha de hervir. Naturalmente, cuanto más estrechamente juntos se mantienen los átomos o moléculas, tanto más elevado tiene que ser el punto de fusión y ebullición[10].

El carbono es un ejemplo de un elemento en el cual existen desacostumbradas íntimas atracciones interatómicas. Los electrones del átomo de carbono (número atómico 6) tienen la distribución 2/4. Para alcanzar estabilidad, el átomo de carbono debe ganar parte o todo de los cuatro electrones adicionales para poder presentar la configuración estable 2/8 (véase pág. 45). Si un átomo de carbono está próximo a un segundo átomo de carbono, cada uno de ellos puede aportar un electrón a una combinación común; y si los dos átomos de carbono permanecen en contacto, ambos electrones compartidos pueden ser computados en la capa más externa de cada átomo. Cada uno ha ganado uno de los cuatro electrones adicionales que necesita.

Si un átomo de carbono hace esto con otros cuatro átomos de carbono, formando una combinación de dos-carbonos con cada una, habrá ganado cuatro electrones en conjunto y tendrá los ocho electrones requeridos en su capa más externa. Cada uno de los otros átomos de carbono debe hacer lo mismo y cada uno de los átomos de carbono que se agregan también deben hacer igual, y así sucesivamente en una especie de cadeneta. El resultado es que en cualquier fragmento ordinario de carbono, innumerables átomos de carbono están juntos con el fin de presentar una organización estable de ocho electrones en la capa más externa. Impulsar a esos átomos a separarse supone alterar esa organización estable; y para lograrlo se requiere una temperatura muy elevada. A la presión atmosférica, el carbono no se funde hasta que se alcance una temperatura de más de 3.500° C; su punto de ebullición es de 4.200° C.

Un cierto número de metales tienen unas estructuras electrónicas que permiten que átomos individuales estén tan íntimamente ligados como para tener elevados puntos de fusión y ebullición. El tantalio se funde aproximadamente a los 3.000° C y el tungsteno a los 3.400° C. Ambos tienen un punto de ebullición de casi 6.000° C.

En otros casos, los átomos se adhieren con menos fuerza y basta una temperatura inferior para separarlos. El mercurio se funde a –39° C, de modo que se halla en estado líquido a la temperatura ambiente (y también en días muy fríos), siendo el único metal con esta característica. Su punto de ebullición es de 357° C.

Los átomos pueden mantenerse muy apretados, pero al hacerlo así pueden formar pequeñas moléculas, las cuales presentan muy poca atracción mutua. Así, el átomo de oxígeno (número atómico 8), con su disposición electrónica de 2/6, requiere tan sólo dos electrones para alcanzar la disposición estable de 2/8. Forma una combinación de dos electrones con cada dos átomos de hidrógeno. Cuando se ha hecho esto, el átomo de oxígeno tiene ocho electrones en su capa más externa, y cada uno de los átomos de hidrógeno tienen dos (Los átomos de hidrógeno, con sólo un electrón en su capa, necesitan únicamente dos electrones para su estabilidad).

Esto significa que la combinación de átomos H_2O debe continuar siendo así para mantener esta organización electrónica, y esto comprende la molécula de agua. La molécula de agua no necesita combinarse con otros átomos para conseguir la estabilidad para los átomos de los cuales está compuesta, de modo que es ampliamente autónoma. Existe una débil atracción entre una molécula de agua y la contigua; el punto de fusión del agua es de 0° C y su punto de ebullición, de 100° C.

---

[10] Esto también es cierto para las combinaciones. Sin embargo, mientras las moléculas de una combinación ganan energía, lo mismo hacen los átomos individuales que integran la molécula. Las moléculas pueden vibrar hasta desintegrarse, por así decirlo, antes de que sea alcanzado el punto de ebullición o incluso el punto de fusión. Tales combinaciones se dice que *se descomponen* al calentarse. No obstante, muchas combinaciones tienen puntos de fusión y ebullición muy claros y se desintegran tan sólo a temperaturas muy por encima del punto de ebullición. Los elementos bivalentes pueden desintegrarse en átomos individuales si son calentados a una temperatura lo bastante elevada, pero, habitualmente, esto también tiene lugar muy por encima del punto de ebullición.

Un átomo de oxígeno puede formar una combinación de cuatro electrones compartida con otro átomo de oxígeno. Formará entonces una molécula, O_2, la cual es todavía más autosuficiente. Las moléculas vecinas de oxígeno ejercen una atracción tan débil entre sí que una temperatura muy baja, –183° C, basta para la ebullición.

Con el fin de considerar con una perspectiva mejor los puntos de ebullición de sustancias como el oxígeno, empecemos por el principio. Existen numerosas razones teóricas para suponer que existe una hipotética temperatura mínima de –273° C. Esta hipotética temperatura mínima se llama *cero absoluto*[11].

En 1848, William Thomson, más tarde Lord Kelvin (1824-1907), sugirió que podía emplearse una escala de temperatura que partiese del cero absoluto y luego fuese ascendiendo por grados centígrados. Dicha escala sería una *escala absoluta*, que mediría *temperaturas absolutas*. Tales temperaturas se representan ahora con una A (absoluta) o una K (Kelvin).

El punto de fusión del hielo (cero grados) es de 273° C por encima del cero absoluto, de modo que el punto de fusión del hielo puede ser expresado como de 273° K. Cualquier temperatura centígrada puede ser convertida en temperatura absoluta añadiendo 273, a la cifra centígrada. Así, el punto de ebullición del agua (100° C) es de 100 + 273, o sea, 373° K.

Con referencia al punto de ebullición de gases como el oxígeno, es particularmente útil emplear temperaturas absolutas. Si decimos que el oxígeno hierve a –183° C, sabemos únicamente que es una temperatura muy baja. Sin embargo, si, en cambio, decimos que hierve a 90° K, sabemos que hierve a una temperatura que es tan sólo 90° más elevada que el límite absoluto del frío.

He comentado anteriormente en este libro que los químicos de fines del siglo XIX estaban intentando con ahínco alcanzar temperaturas lo suficientemente bajas para convertir todos los gases en líquidos. En la década de 1890, el oxígeno, el nitrógeno y el monóxido de carbono habían sido ya licuados y el aire líquido se había convertido en un producto comercialmente asequible. Tan sólo el hidrógeno permanecía inconquistable. No obstante, en 1898, el químico escocés James Dewar (1842-1923) tuvo éxito y logró reducir la temperatura hasta el punto en que el hidrógeno quedase licuado.

En la tabla 27 aparecen los puntos de ebullición de los gases más recalcitrantes (excluyendo los gases nobles), aquellos cuyos puntos de ebullición corresponden a temperaturas inferiores a 100° K.

TABLA 27. *Puntos de ebullición de algunos gases que hierven a baja temperatura*

Gases	Punto de ebullición (grados K)
Oxígeno	90
Flúor	85
Monóxido de carbono	81
Nitrógeno	77
Hidrógeno	20

No es sorprendente que el hidrógeno se mantuviese durante veinte años como el único gas sin licuar. Su punto de ebullición es 57° inferior al del nitrógeno, sólo poco más de una cuarta parte alejado del cero absoluto que el punto de ebullición del hidrógeno.

[11] Para ser lo más exactos posible, el valor corrientemente aceptado del cero absoluto es de –273,16° C.

Pero, en 1898, los gases nobles ya habían sido descubiertos. Al ser licuado el hidrógeno, se descubrió que ya no era el campeón por lo que a puntos de baja ebullición se refería.

Los átomos de gas noble poseen ya ocho electrones en la capa más externa (dos en el caso de la única capa del helio) y no necesitan formar combinaciones para alcanzar aquella marca. Son autosuficientes en el plano individual y existe un grado desacostumbradamente escaso de atracción entre sus átomos. Esta atracción disminuye al ir reduciéndose el peso atómico; de manera similar, el punto de ebullición se va haciendo más bajo a medida que disminuye el peso atómico, como puede verse en la tabla 28.

TABLA 28. *Puntos de ebullición de los gases nobles*[12]

Gas noble	Punto de ebullición (grados K)
Radón	211,3
Xenón	165,1
Criptón	119,8
Argón	87,3
Neón	27,1
Helio	4,2

El punto de ebullición del radón es bastante elevado, –62° C. Esto significa que en un día de máximo frío en la Antártida, el radón apenas puede licuarse. El xenón y el criptón hierven a temperaturas inferiores, pero no son excepcionales en este aspecto.

Los tres gases nobles más ligeros, argón, neón y helio, pertenecen al círculo exclusivo de aquellos gases con puntos de ebullición inferiores a los 100° K: un grupo que incluye tan sólo ocho miembros: siete elementos (oxígeno, argón, flúor, nitrógeno, neón, hidrógeno y helio) y un compuesto (monóxido de carbono).

El punto de ebullición del argón es algo inferior al del oxígeno, y el punto de ebullición del neón es un poco superior al del hidrógeno. Realmente, en casos en que se necesita hidrógeno líquido en pequeñas cantidades y en los que existe peligro de incendio, el neón líquido (muchísimo más caro, pero por completo inerte) es un excelente sustituto.

No obstante, el helio posee el punto de ebullición que bate la marca. En 1908, el físico holandés Heike Kamerlingh-Onnes (1853-1926) logró licuar el helio. Con ello, la victoria final sobre los gases quedaba ganada. Kamerlingh-Onnes fue recompensado con el Premio Nobel de Física, en 1913, por esta proeza. Hoy día, el helio es licuado fácilmente y algunos aparatos especiales refrigeradores pueden producir más de 100 litros de helio líquido por hora. En los Estados Unidos se producen cerca de 80.000 litros anuales, por lo que su precio no supera los 6 dólares por litro.

El helio líquido introdujo a los científicos en un mundo completamente nuevo. Su punto de ebullición está cinco veces más próximo al del cero absoluto que el del hidrógeno. En lo que se refiere a la retención de temperaturas ultrafrías, nada puede sustituir al helio, nada en absoluto. Mientras exista el helio líquido, nada que le sea expuesto puede alcanzar una temperatura superior a la de 4,2° K. La nueva ciencia que

[12] Los gases nobles están relacionados en orden de peso atómico decreciente.

desarrolla el estudio de fenómenos a tan bajas temperaturas recibe el nombre de *criogenia*[13].

Naturalmente, una vez que se habían conseguido temperaturas ultrafrías, era posible no sólo licuar los gases de bajo punto de ebullición, sino también solidificarlos. Los puntos de fusión para los gases nobles, más aquellos otros gases con puntos de ebullición inferiores a 100° K, aparecen expuestos en la tabla 29. Puede observarse que a la temperatura del helio líquido (4,2° K e inferior) no sólo no hay otros gases, sino tampoco otros líquidos. Incluso el hidrógeno es un sólido.

TABLA 29. *Puntos de fusión de algunos gases*

Gas	**Punto de fusión (grados K)**
Radón*	202,0
Xenón*	161,0
Criptón*	117,0
Argón*	84,0
Monóxido de carbono	74,0
Nitrógeno	64,3
Oxígeno	54,8
Flúor	50,0
Neón*	25,5
Hidrógeno	14,0
Helio*	- -

En cuanto al propio helio, aparece sin ninguna cifra como punto de fusión en la tabla 29. La razón es que incluso a cero absoluto todavía queda alguna energía en un sistema. Esta *energía de punto cero* no puede ser eliminada; por consiguiente, no se puede alcanzar nada más frío que el cero absoluto, pero este punto cero está de todos modos allí. Aunque es ínfimo, es suficiente para impulsar a los átomos de helio fuera de cualquier posición fija que intenten adoptar, dada la muy débil atracción que existe entre los átomos de helio. Por esta razón, el helio no se solidifica a presiones ordinarias, incluso al cero absoluto. En un universo de cero absoluto, todas las sustancias serían sólidas con la única excepción del helio, que permanecería en estado líquido. Sin embargo, el helio sólido puede existir a presiones que no son normales. Si se alcanza una temperatura inferior de 1,1° K, y, al mismo tiempo, una presión igual a veinticinco veces la de nuestra atmósfera, entonces el helio se solidificará. El helio fue solidificado por vez primera con éxito, en 1926, en el laboratorio de Kamerlingh-Onnes, justamente unos pocos meses después de la muerte del propio Kamerlingh-Onnes.

---

[13] En cierto modo, el helio corriente no ostenta la marca total en puntos de ebullición. Si el helio-3 es separado y recogido, demuestra que tiene un punto de ebullición de 3,2° K, evidentemente un grado inferior al del helio-4. Sin embargo, el helio-3 es una sustancia tan rara que su único valor estriba en ayudar a los físicos teóricos a explicar la estructura de la materia y su comportamiento a temperaturas ultrafrías. Carece de usos prácticos.

* Gases nobles.

Las proximidades del cero absoluto

En este mismo laboratorio, en 1935, los científicos descubrieron que cuando el helio líquido era enfriado por debajo de 2,2° K, sufría una notable alteración en sus propiedades. Era como si hubiese dos formas completamente diferentes de helio. La forma por encima de los 2,2° K se llama *helio I*, y se comporta como un líquido ordinario (excepto, naturalmente, por su extremada frialdad). La forma por debajo de los 2,2° K, el *helio II*, se comporta como ningún otro líquido en la Tierra. Actúa casi como si fuera un gas en lugar de un líquido.

Entre otras cosas, la viscosidad, facilidad de fluir, del helio II es aun inferior que la del gas; tan sólo una milésima parte de la del gas menos viscoso, el hidrógeno. Cuanto menos viscosa es una sustancia, tanto más fácilmente fluye a través de estrechas aberturas; el resultado es que virtualmente nada está a salvo de escape por lo que se refiere al helio II. Este fenómeno se denomina *superfluidez*.

Por otra parte, el helio II puede conducir el calor con enorme rapidez, alrededor de ochocientas veces más velozmente que el cobre, la sustancia siguiente como máxima conductora del calor. Como resultado, es imposible mantener diferencias de temperatura, por leves que sean, dentro de una muestra de helio II en ningún intervalo de tiempo por corto que sea. Si se calienta una porción de una muestra de helio II, el calor añadido se propaga a todas las demás porciones casi inmediatamente.

Puesto que todo el helio II está a idéntica temperatura al mismo tiempo, no puede haber ebullición en el sentido corriente de la palabra. En un líquido corriente, como el agua o, para el caso, el helio I, puede haber «puntos calientes» locales, lugares donde la temperatura se eleva momentáneamente por encima del punto de ebullición con la consiguiente formación de una burbuja de gas. Estas burbujas agitan el líquido de una forma con la cual está familiarizado cualquiera que haya visto hervir agua.

Tales puntos calientes locales no pueden formarse en el helio II; ni tampoco pueden tener lugar tales burbujas y agitaciones. A medida que el helio II consigue calor, capas de átomos pierden su envoltura en la parte superior de la superficie, y esto es todo. El helio II hierve con absoluta uniformidad y quietud.

Debido a que el helio II tiene una viscosidad tan escasa se deposita con facilidad encima de cualquier sólido con el cual entre en contacto. Al hacerlo así, forma una capa de un grosor de 50 a 100 átomos. Si el helio II se halla en una probeta de ensayo, forma una capa (completamente invisible para el ojo humano) sobre la superficie interna a todo lo largo de ella hacia arriba, pasa por encima del borde y baja por la superficie externa *(flujo en película)*. Después gotea fuera de la probeta hasta que queda vacía. Para el que esté observando el fenómeno por vez primera, parece como si la probeta de ensayo tuviese un agujero en el fondo.

Por otra parte, si un tubo de ensayo vacío es cerrado dentro de un recipiente y sumergido parcialmente en una cantidad de helio II, el líquido se depositará sobre la superficie externa del tubo de ensayo, ascenderá y, pasando por encima del borde, goteará dentro del tubo de ensayo hasta que el nivel sea igual dentro y fuera del tubo de ensayo.

El helio II transmite el sonido de un modo muy raro. Además, el sonido, al transmitirse como una onda de presión alternativamente creciente y decreciente, también viaja como una onda de temperatura creciente y decreciente (segundo sonido). Esto se ha explicado dando por sentado que el helio II es realmente una mezcla de helio II y helio I (la mezcla varía en proporción con las diferentes temperaturas), que fluye a través de cada una de ellas en direcciones opuestas.

Los físicos teóricos están fascinados por la extraña manera en que se comporta el helio II; basándose en este comportamiento, han intentado desarrollar ciertas

conclusiones fundamentales en lo que se refiere a la estructura de la materia. Por extraño que parezca, el helio-3, cuando es enfriado a temperaturas muy bajas, no muestra señal alguna de sufrir el mismo cambio que experimenta el helio-4. El helio-3 líquido siempre parece estar en la forma del helio I y continuar siendo un líquido ordinario en todas las ocasiones.

El helio no es la única sustancia que adquiere inesperadas y raras propiedades a temperaturas del helio líquido. En 1911, Kamerlingh-Onnes estaba midiendo la resistencia eléctrica del mercurio a la temperatura del helio líquido. Esperaba que la resistencia alcanzase valores bajos sin precedente, ya que la resistencia de los metales al flujo eléctrico por lo general desciende al disminuir la temperatura. Sin embargo, él no esperaba que la resistencia desapareciera por completo. No obstante, ¡esto fue lo que sucedió! A una temperatura de 4,12° K, la resistencia eléctrica de mercurio se esfumó totalmente, o, por lo menos, llegó tan próximo del cero que nunca nadie ha logrado medir el más mínimo indicio de resistencia que pudiese haber quedado. Sin resistencia, el mercurio podía conducir una corriente eléctrica sin que se requiriera ningún trabajo para mantener la corriente en funcionamiento (Era como deslizarse sobre hielo completamente liso; el deslizamiento continúa siempre). Una corriente instalada en un anillo de mercurio a 4,12° K continuará circulando por este anillo de manera indefinida. Este fenómeno se denomina *superconductividad*.

Desde 1911, otros varios metales han demostrado convertirse en superconductores cuando se alcanza una temperatura suficientemente baja. Algunos requieren temperaturas inferiores a 1° K. Por ejemplo, el iridio se vuelve superconductor tan sólo a temperaturas inferiores a 0,12° K (De modo extraño, aquellos metales que, a temperaturas normales, son los mejores conductores —cobre, plata, oro, aluminio— no han mostrado el menor signo de superconductividad a las más bajas temperaturas a que fueron comprobados).

Unos pocos metales permanecen siendo superconductores a temperaturas más bien elevadas. El lantano es superconductor por encima de los 5,9° K y el columbio a los 9,2° K. La marca de elevada temperatura a la cual cualquier elemento conocido es superconductor la ostenta el tecnecio a 11,2° K. Por desgracia, el tecnecio es un metal radiactivo y no tiene isótopos estables. No aparece en la Naturaleza en cantidades apreciables y debe ser sintetizado en el laboratorio. Por consiguiente, siempre será una sustancia rara.

La superconductividad también implica una extraña propiedad con respecto al campo magnético. Existen algunas sustancias que son *diamagnéticas*, es decir, que parecen repeler las líneas magnéticas de fuerza. Escasas líneas de fuerza pasarán a través de tales sustancias como a través de un volumen equivalente de vacío. En 1933, se descubrió que cualquier sustancia superconductora era perfectamente diamagnética; ninguna línea de fuerza podía penetrarla en absoluto.

Sin embargo, si se prepara un campo magnético suficientemente fuerte, algunas líneas de fuerza conseguirán, en ocasiones, penetrar en la sustancia diamagnética, y la superconductividad desaparece. En otras palabras, para una sustancia determinada, la superconductividad puede hacerse desaparecer elevando la temperatura o la intensidad del campo magnético por encima de determinados valores. Cuanto más elevado sea un factor, tanto menos necesita ser elevado el otro factor.

En las décadas de 1950 y 1960, se realizaron ingentes esfuerzos para aplicar el fenómeno de la superconductividad. Una corriente eléctrica siempre produce un campo magnético, pero, en circunstancias corrientes, se requiere una gran cantidad de energía para mantener en funcionamiento una corriente. Mantener una corriente que sea lo bastante potente como para producir un campo realmente intenso supone una enorme cantidad de energía. Sin embargo, la existencia de la superconductividad, incrementa la posibilidad de poner en marcha una potente corriente eléctrica que puede continuar

fluyendo sin ninguna posterior entrada de energía. Esto, a su vez, producirá un intenso campo magnético que permanecerá funcionando sin que se le incorpore más energía.

No obstante, hay un límite a la potencia en que pueda ser instalado un campo magnético antes que las líneas magnéticas de fuerza penetren el superconductor y terminen el fenómeno. Por lo general, este límite es desagradablemente bajo, pero los físicos vencieron las dificultades hasta descubrir materiales que soportaran al máximo posible la resistencia de un campo magnético. Ahora se producen magnetos a temperaturas de helio líquido que son, sin precedentes, más potentes que cualquier otra cosa que exista a temperaturas corrientes.

El fenómeno de la superconductividad ha permitido también el inventar un pequeño aparato que puede actuar como un conmutador. En su forma más simple, consiste en un pequeño alambre de tantalio arrollado en torno a otro alambre de niobio. Si los alambres se bañan en helio líquido, el alambre de niobio se convierte en superconductor y una pequeñísima corriente que pase a través de él fluirá por tiempo indefinido. Cuando, entonces, se envía una corriente a través del alambre de tantalio, el campo magnético que se instala a su alrededor es suficiente para interrumpir la superconductividad y detener la corriente en el columbio.

Manejado en condiciones adecuadas, este aparato llamado *criotrón* (fabricado por vez primera en 1956) puede ser empleado para sustituir un tubo de vacío o un transistor. Aparatos minúsculos, que consisten en cortos criotrones capilares, ingeniosamente dispuestos, pueden sustituir a gran número de voluminosos tubos o a transistores de tamaño mediano, de manera que una gigantesca computadora del futuro muy bien podría ser del tamaño de una mesita o menor, si es enteramente «criotronizada».

No obstante, esos modernos magnetos y conmutadores, únicamente pueden realizar su maravillosa tarea a temperaturas de helio líquido, y el helio se encuentra en cantidades limitadas. Se necesita ahora tanto helio en la investigación científica y en la fabricación de avanzados instrumentos de concebible uso para el esfuerzo espacial y para asuntos militares, que la producción de helio se ha decuplicado e incluso en mayor proporción desde 1950; el 90% del suministro está asignado ya a diversas agencias gubernamentales norteamericanas. ¿Qué ocurrirá cuando los pozos de gas que suministran helio en grandes cantidades se agoten, como sucederá antes de un siglo?

En un aspecto, el helio que empleamos no se pierde. Como en el caso del argón, pasa a la atmósfera. Sin embargo, el suministro atmosférico de helio es mucho menor que el de argón; una gran planta industrial dedicada a la destilación fraccionada del aire puede producir tan sólo veintiocho milímetros cúbicos de helio por cada seis metros cúbicos producidos por los pozos de gas. Además, la reserva de argón de la atmósfera es permanente, lo cual no sucede de la misma forma con el helio. La Tierra no puede retener el helio, que lentamente se escapa fuera de la atmósfera para penetrar en el espacio.

No obstante, el helio es probable que vaya siendo cada vez más necesario para nuestra avanzada tecnología. Un modo de diferir los malos días de disminución de las reservas es aprovechar el helio que ahora despilfarramos. Los Estados Unidos (que poseen el máximo suministro mundial de helio) tienen una producción de 10.000.000.000 de litros anuales; y esta capacidad es considerablemente más elevada. Se calcula que cada año más de 100.000.000.000 de litros se utilizan en su forma de gas natural dejándolos escapar a la atmósfera cuando se quema el gas. Si este helio pudiera ser recuperado, dispondríamos de un suministro de helio durante un plazo diez veces más largo del que ahora disponemos.

Una manera de lograrlo, incluso sin helio, sería el descubrir métodos de mantener la superconductividad a temperaturas de hidrógeno líquido, puesto que el hidrógeno líquido se halla virtualmente en cantidades sin límite.

Puesto que el hidrógeno sólido no se funde hasta que sea alcanzada una temperatura de 14° K, esta temperatura es exigencia mínima para la superconductividad del hidrógeno líquido. Ningún elemento es superconductor a una temperatura tan elevada, pero algunas aleaciones lo son. Una aleación de niobio y estaño es superconductora a una temperatura tan elevada como 18,1° K.

La aleación de niobio y estaño puede ser mantenida y superconductora en hidrógeno líquido, siempre y cuando el hidrógeno líquido sea conservado a un par de grados por debajo de su punto de ebullición, lo cual es difícil de lograr sin helio líquido. Si pudiéramos establecer la superconductividad por encima de 20° K, el punto de ebullición del hidrógeno, entonces la superconductividad podría ser mantenida fácilmente en hidrógeno líquido.

Hasta ahora no se han encontrado materiales con una superconductividad a temperaturas por encima de 20° K, aunque se ha sugerido que mediante el empleo de clases especiales de grandes moléculas orgánicas, bastante similares a las que se hallan en el tejido vivo, puede conseguirse la superconductividad incluso a temperatura ambiente. De ser así, produciría una extraordinaria conmoción en la tecnología. No obstante, por ahora, esto permanece estrictamente en el terreno de la especulación.

8. LA INERCIA DE LOS GASES NOBLES

Compuestos enjaulados

Desde el mismo momento del descubrimiento de los gases nobles, la propiedad de inercia —el fracaso en reaccionar con otras sustancias— fue inequívoca. La burbuja final de aire de Cavendish estaba allí porque el gas que la producía se negaba a combinarse con el oxígeno. Cuando Rayleigh y Ramsay aislaron finalmente y estudiaron el gas de Cavendish, lo llamaron argón («inerte») debido a que era su característica más destacada.

Sin embargo, «inerte» no significa necesariamente «completamente inerte». El nitrógeno es un gas inerte; por ejemplo, en el calor de un incendio forestal en el que una miríada de sustancias se están combinando con gran virulencia con el oxígeno, nada se combina con el nitrógeno de la atmósfera. Y, no obstante, el nitrógeno no es completamente inerte. La chispa del rayo aportará la energía necesaria para forzar la unión del nitrógeno con el oxígeno; el hombre puede duplicar este efecto a pequeña escala en el laboratorio. El nitrógeno incluso se combinaría con bastante facilidad con algunos metales como el magnesio y el calcio.

No cabía duda de que todos los gases nobles eran más inertes que el nitrógeno e incluso menos aptos para combinarse con otras sustancias. Pero aun los gases nobles, aunque con toda evidencia los más inertes de todos los elementos, ¿eran completamente inertes? Existía una prueba evidente de que no eran, en realidad, completamente inertes.

Si los gases nobles fuesen totalmente inertes, no existiría atracción alguna entre sus átomos, ni entre cualquier otro; ni siquiera entre un átomo de gas noble y otro similar. Si no hubiera atracción interatómica en absoluto, los gases nobles continuarían en estado gaseoso hasta el cero absoluto; ninguno de ellos hace esto. Todos se convierten en líquido cuando la temperatura es suficientemente baja. Cuanto más complejo es el átomo del gas noble tanto más elevado es su punto de licuefacción (véase tabla 28, capítulo 7, pág. 71), pero incluso el helio, que tiene los más pequeños de los átomos de los gases nobles y, al parecer, con la mínima atracción interatómica, finalmente se licua.

Por consiguiente, la inercia no es absoluta. Si juzgamos por el punto de fusión, cuanto más complejo es el átomo de gas noble, tanto menos inerte es. Sobre esta base, el radón es el menos inerte de los gases nobles[14] y el helio, el más inerte.

Otra indicación de que los gases nobles no son por completo inertes es que son solubles hasta cierto límite en el agua. Si fuesen completamente inertes, no existiría ninguna atracción entre sus átomos y las moléculas de agua y no habría fuerzas presentes para proporcionar una solución. No obstante, existe solubilidad hasta cierto límite (véase tabla 26, capítulo 7, pág. 67), y esto también es una indicación de que la inercia no es absoluta. El radón es el más soluble de los gases nobles; la solubilidad disminuye a medida que el peso atómico desciende, hasta llegar al helio, que es el menos soluble. De nuevo podemos extraer la conclusión de que el radón es el menos inerte de los gases nobles y el helio el más inerte.

---

[14] En la realidad práctica, el raro y radiactivo radón es tan difícil para manejarlo que casi siempre se descarta en tales problemas químicos. Por consiguiente, se da por sentado que el xenón, el segundo gas noble más pesado, y el gas noble *estable* más pesado, es el menos inerte en sentido práctico.

Por tanto, si los átomos de gas noble demuestran poseer la suficiente atracción para que las moléculas de agua sean solubles hasta cierto punto, ¿acaso no podrán demostrar la suficiente atracción para unirse con ellas en un compuesto en algunas circunstancias? ¿Y no puede esto demostrarse de la manera más clara entre los gases inertes más pesados, que son más solubles y, por consiguiente, atraerán con más fuerza las moléculas de agua?

En los primeros años tras el descubrimiento de los gases nobles, los químicos intentaron formar un compuesto a base de incrementar con mayor intensidad las fuerzas de atracción entre los átomos de los gases nobles y las moléculas de agua. Lo hicieron mediante la mezcla de un gas noble con agua bajo presión. Los átomos y moléculas, agrupados en secciones más contiguas, expresado en estos términos, sería posible que encontraran más facilidad en combinarse.

Éste fue el caso, pero sólo para los gases nobles más pesados: argón, criptón y xenón. Los átomos individuales de cada uno parecían formar una unión con seis moléculas de agua, produciendo *hidratos de gas noble* en forma de cristales sólidos. Podemos representar sus fórmulas del modo siguiente: $Ar(H_2O)_6$, $Kr(H_2O)_6$ y $Xe(H_2O)_6$. El primero de ellos fue producido en fecha tan temprana como el año 1896, por el químico francés P. Villard. Sin duda alguna, el radón podía también formar el hidrato, $Rn(H_2O)_6$, de no ser que resultaba tan difícil trabajar con el radón. Los hidratos de gas noble no son sustancias estables, sino que se separan rápidamente cuando se suprime la presión que, en principio, llevó a cabo su formación.

Como era de esperar, de los hidratos de gases nobles, el *hidrato de argón* es el más difícil de formar y se desprende con suma facilidad. El *hidrato de criptón* exige menos presión para formarse y menos presión para evitar que se desprenda; y el *hidrato de xenón* requiere todavía menos. El hidrato de xenón es casi estable a presión normal, y el *hidrato de radón*, si fuera posible formarlo, seguramente demostraría ser estable a presiones normales. Esto se halla en línea con la otra evidencia de que la inercia disminuye al ir elevándose el peso atómico. Tampoco es sorprendente que el neón y el helio, los más inertes de los gases, hasta ahora no han podido ser obligados a formar hidratos con ninguna presión.

Con el paso del tiempo, quedó demostrado que el argón, el criptón y el xenón (pero nunca el neón y el helio) también formaban combinaciones con moléculas más complejas que las del agua. Una sustancia llamada «hidroquinona» representó un buen ejemplo. En este terreno, en 1965, se descubrió que el xenón formaba combinaciones con la hemoglobina.

Sin embargo, todas estas combinaciones demostraron ser falsas alarmas en cierto sentido. En 1949 se demostró que las moléculas de hidroquinona podían combinarse libremente entre sí, de principio a fin. Una cierta cantidad de estas moléculas podían combinarse de este modo para formar una estructura tridimensional en forma de jaula, rodeando un interior hueco en el cual un átomo o una pequeña molécula podía ser atrapado si se hallaba presente en el lugar adecuado mientras se iba formando la estructura. En resumen, la hidroquinona forma una especie de jaula dentro de la cual un átomo de gas noble puede desempeñar el papel de un canario. Las moléculas de agua pueden también construir tal jaula y, de manera similar, retener un átomo de gas noble.

Una sustancia formada por el atrapamiento en un cepo de un átomo o molécula dentro de una estructura en forma de jaula se llama un *compuesto de clatrato*, derivada de una palabra latina que significa «enjaulado». Todas las sustancias que incorporaban átomos de gas noble, descubiertas durante la primera mitad del siglo XX, resultaron que eran compuestos enjaulados.

Los compuestos no son verdaderos compuestos del tipo corriente. Un átomo de argón no está ligado a la hidroquinona por un enlace químico, pero es atrapado físicamente dentro de la jaula. Cuando la jaula se rompe (se mantiene unida, pero

suelta), el argón escapa de inmediato. Ésta es la razón por la cual el hidrato de argón se fragmenta tan rápidamente. Cuando se elimina la presión, la jaula cede y se rompe.

A pesar de todo, la existencia de los compuestos muestra la manera en la que disminuye la inercia mientras los átomos de gas noble se hacen más complejos. Debería existir una débil atracción entre el átomo de gas noble y la molécula de agua o de hidroquinona, si el átomo de gas noble tiene que ser mantenido en su lugar durante la fracción de segundo en que se forma la jaula.

La atracción es tan débil en el caso del helio y del neón que ninguno de esos átomos permanecerá inmóvil el tiempo suficiente para permitir que la jaula se construya en torno a ellos. En consecuencia, no forman compuestos. Los átomos de argón con una atracción algo más intensa por otras moléculas pueden ser atrapados; el criptón, con una atracción todavía mayor, puede ser atrapado más fácilmente, y el xenón aun más.

Asimismo cuando una jaula de clatratos se abre momentáneamente, el átomo enclaustrado puede permanecer inmóvil el tiempo suficiente para permitir que la jaula vuelva a formarse. Entonces ya no escapa. Cuanto más débil sea la fuerza de atracción, tanto más probable es que escape del átomo enclaustrado antes de que la jaula vuelva a formarse de nuevo. En consecuencia, los compuestos clatratos de argón, una vez formados, son menos estables que los del criptón, que a su vez lo son menos que los del xenón.

Potencial de ionización

Los compuestos enjaulados son bastante insatisfactorios como prueba de la actividad química de los gases nobles. La formación de un compuesto enjaulado implica únicamente aquellas muy débiles atracciones entre un átomo y el contiguo que originan que un gas noble se convierta en líquido si la temperatura es lo bastante baja; o provocan que se disuelva ligeramente en agua.

La cuestión es: ¿pueden los átomos de gas noble formar un compuesto «ordinario», y ser incorporados dentro de moléculas «corrientes», del mismo modo que los átomos de hidrógeno, por ejemplo, se combinan con átomos de oxígeno para formar moléculas de agua?

Si nos guiásemos por las más tempranas nociones de valencia (las nociones que ayudaron a Mendeléiev a proyectar la tabla periódica), sacaríamos la conclusión de que la respuesta es negativa; que los gases nobles no podían formar compuestos porque estaban en una columna titulada «valencia cero».

No obstante, en la época en que se descubrieron los gases nobles, los químicos sabían muy bien que las normas de valencia no eran tan rígidas como lo hacía parecer la tabla periódica. Por ejemplo, algunos elementos mostraban valencia variable. El carbono formaba algunos compuestos en los cuales su valencia era 2 más bien que 4. El oro formaba una serie de compuestos en los cuales exhibía una valencia de 1, y otras series en las que mostraba una valencia de 3. Los átomos de manganeso, en un compuesto o en otro, presentaban valencias de 2, 3, 4, 6 y 7.

Resultó evidente que el comportamiento atómico no era realmente sencillo y que los átomos de gases nobles, aunque por lo general, con una valencia de cero, y corrientemente no formando compuestos, podían presentar una valencia distinta a cero en circunstancias excepcionales. Muchos químicos investigaron este tema en diversas ocasiones. Se informó que un cierto número de compuestos de gases nobles habían sido

preparados en uno u otro momento, pero tales informes acabaron por ser equivocados, hasta que se llegó a la década de los sesenta.

Mientras avanzaba el siglo XX y la estructura del átomo iba siendo mejor comprendida, los químicos empezaron a interpretar la valencia, y la capacidad de un átomo para combinarse con otro, en términos de electrones. Esto hizo posible acceder a la cuestión de los componentes de gas noble de un modo mucho más sistemático.

En primer lugar, un compuesto «corriente» se forma cuando existe verdadera transferencia de electrones; cuando un átomo cede (en todo o en parte) uno o más electrones, mientras el otro átomo acepta (en conjunto o en parte) uno o más electrones. En el caso de la molécula de agua (H_2O), cada átomo de hidrógeno, por ejemplo, cede la mayor parte de su captura en su electrón simple, mientras que el átomo simple de oxígeno acepta la parte del león de la captura en ambos.

De los ciento tres elementos conocidos, tan sólo unos ocho muestran una tendencia realmente importante en aceptar electrones adicionales. Estos elementos, entre los cuales destacan el oxígeno y el cloro, casi invariablemente aparecen en las moléculas en su papel de aceptantes de electrones. Otros ocho elementos (sobre todo, carbono e hidrógeno) pueden a la vez aceptar y ceder electrones y pueden aparecer en las moléculas en uno y otro papel. Después, existen seis elementos (los gases nobles) que ni aceptan ni ceden electrones en circunstancias corrientes y no participan fácilmente en la formación de una molécula. Esto deja unos ochenta elementos restantes que son primariamente donantes de electrones; aparecen con esta función en la producción de una molécula.

En 1914, dos físicos alemanes, James Franck (1882-1964) y Gustav Hertz (nacido en 1887), idearon un método para medir la facilidad con que los átomos de un elemento particular podían ser obligados a ceder electrones. En principio, lanzaron una corriente a través de una tenue dispersión de átomos del elemento que se estaba investigando. Por lo general, los electrones simplemente rebotaban en los átomos.

No obstante, cuando el impulso potencial de los electrones se incrementa, los electrones adquieren cada vez más energía; en ocasiones, golpean con tal dureza a los átomos que consiguen desprender del átomo un electrón. Cuando esto sucede, los originales electrones en movimiento pierden mucha de su energía, ya que se consume al desprenderse el electrón del átomo. Es el punto de pérdida de energía por el cual el experimentador está al acecho.

Una vez que un átomo pierde un electrón, lo que queda del átomo lleva una carga positiva y se convierte en ion. En consecuencia, el potencial eléctrico por el cual la corriente de electrones pierde súbitamente energía (indicando que se ha formado un ion) es llamado *potencial de ionización* del elemento. El potencial eléctrico se mide en unidades llamadas *voltios*, y el potencial de ionización se acostumbra a expresar, por consiguiente, en voltios.

Por ejemplo, una corriente de electrones que se mueve bajo un potencial eléctrico de 13,60 voltios posee suficiente energía para desprender el electrón individual del átomo de hidrógeno. Por consiguiente, el potencial de ionización del hidrógeno es de 13,60 voltios.

El potencial de ionización varía de acuerdo con la estructura electrónica del átomo. Consideremos, por ejemplo, el átomo de sodio. Posee un núcleo con una carga positiva de +11; rodeando este núcleo, hay once electrones, cada uno con una carga de –1, de modo que el átomo, considerado en su conjunto, es eléctricamente neutro.

Los once electrones del átomo de sodio tienen la disposición de 2/8/1 (véase página 46). Los dos electrones de la capa más interna se sienten más fuertemente atraídos hacia el núcleo. Entre otras cosas, pueden describirse como los que se hallan más próximos al núcleo, y la fuerza de atracción entre las cargas positiva y negativa aumenta a medida que la distancia entre ellas disminuye.

Los ocho electrones de la capa de en medio son retenidos con menos fuerza. Están más lejos del núcleo que los dos electrones más internos, de manera que la atracción de la carga positiva del núcleo queda debilitada por esta causa. Entonces, también los dos electrones en la capa más interna tienden a proteger parte de la carga positiva del núcleo. Para exponerlo de otro modo, como las cargas eléctricas se repelen una a otra, y los ocho electrones de la capa intermedia, mientras son atraídos por la carga positiva del núcleo, en cierto modo, son también repelidos por la carga negativa de los dos electrones interiores que se hallan entre ellos y el núcleo. Esto, además, reduce la fuerza con la cual la capa intermedia es conservada en su lugar.

El electrón individual contenido en la capa más externa es el que se sostiene más débilmente que los demás. No sólo está mucho más alejado del núcleo que los restantes electrones, sino también protegido del núcleo por el rechazo de no menos de diez electrones con carga negativa situados entre él y el núcleo. El electrón más exterior del átomo de sodio está tan débilmente retenido que puede ser desplazado con facilidad. De hecho, el potencial de ionización es tan sólo de 5,12 voltios, menos de la mitad de la del hidrógeno.

Si los átomos de sodio son bombardeados con electrones todavía más energéticos, puede desprenderse un segundo electrón. Sin embargo, este segundo electrón deberá proceder de la capa intermedia de ocho electrones que está retenida con mayor fuerza por el núcleo. En realidad, no se separa un segundo electrón de los átomos de sodio hasta que se alcanza un potencial de 47,06 voltios.

Cada vez que un electrón se desprende de un átomo, los restantes electrones parecen aglutinarse más cerca del núcleo y se hace mucho más difícil separar un electrón adicional. Un tercer electrón no se desprende del átomo de sodio hasta que no alcanza un potencial de 70,72 voltios.

Por consiguiente, podemos decir que, para el átomo de sodio, el potencial de ionización (I) es = 5,2 voltios; el potencial de ionización (II) es = 47,06 voltios; y el potencial de ionización (III) = 70,72 voltios.

Un átomo que muestra tendencia a atraer electrones puede desprender fácilmente uno de los electrones del átomo de sodio contra esta débil atracción del átomo. Sin embargo, ningún átomo tiene una atracción tan fuerte para los electrones como para ser capaz de desprender un segundo o un tercer electrón del sodio. En consecuencia, en todas las reacciones químicas, el sodio libera un solo electrón, no más, y posee lo que llamamos una valencia de 1.

Consideremos ahora el átomo de magnesio, que tiene un núcleo con una carga positiva de +12, rodeado de doce electrones con una ordenación de 2/8/2. La situación aquí es similar a la del sodio. Los dos electrones más externos, que son los más distantes del núcleo con carga positiva y que están separados de este núcleo por el más amplio número de electrones con carga negativa, son los más débilmente retenidos. No obstante, esos electrones más externos son retenidos con más firmeza por el núcleo de magnesio que en el caso del sodio. Los electrones más externos del átomo de magnesio están también protegidos por diez electrones más internos, pero son atraídos por una carga positiva de +12, no de +11, como en el caso del sodio. En consecuencia, el potencial de ionización (I) del magnesio es de 7,61 voltios, aproximadamente una mitad más que la del sodio.

Una vez que es liberado el primer electrón de magnesio, el otro electrón más externo es retenido más sólidamente, y el potencial de ionización (II) es de 14,96 voltios. Sin embargo, separar un tercer electrón del magnesio requiere alcanzar el interior de la capa intermedia y esto resulta más difícil, de modo que el potencial de ionización (III) del magnesio es de 79,72.

Por consiguiente, los átomos capaces de aceptar electrones pueden desprender los dos primeros electrones del átomo de magnesio, pero no pueden tocar al tercero. En

todas las reacciones químicas, pues, el átomo de magnesio cede dos electrones, pero ninguno más. Posee una valencia de 2.

Para algunos átomos, los potenciales de ionización están separados de tal modo como para permitir liberar algunas veces un electrón y otras dos; o bien unas veces uno y otras tres; o bien algunas veces dos y otras veces tres, y así sucesivamente. Esto explica la valencia variable. Por lo general, existe una valencia particular que se pone de manifiesto de forma más característica; corrientemente, es la que pertenece a la columna de la tabla periódica en la cual se encuentra el elemento.

Para nuestros propósitos, tan sólo necesitamos considerar el primer potencial de ionización de cualquier elemento: el potencial requerido para liberar el primer electrón. Será a ésta a la que me referiré cuando hable simplemente de «potencial de ionización» sin recurrir a los números romanos.

Cuanto más bajo sea el potencial de ionización, tanto más fácilmente cederá un elemento, por lo menos uno de sus electrones, y tanto antes participará en la formación de compuestos.

Cuando estamos tratando con un grupo de elementos con el mismo número de capas de electrones en el átomo, el potencial de ionización tiende a ascender al incrementarse el número de electrones en la capa más externa, porque la carga en el núcleo aumenta mientras que los electrones en la capa más externa son retenidos cada vez con mayor solidez. Por esta razón, el potencial de ionización del magnesio es más elevado que el del sodio.

Por tanto, en general, en cualquier fila de elementos, aquel cuyos átomos contienen un solo electrón en la capa más externa, toma parte más activamente en aquellos procesos que implican la cesión de electrones. Los átomos con un solo electrón en sus capas más externas son los metales alcalinos (véase pág. 46), por lo cual éstos son los más activos de todos los elementos donantes de electrones.

¿Cómo se diferencian entre sí los metales alcalinos? Supongamos que comparamos el sodio con el potasio. Donde el átomo de sodio tiene un núcleo con una carga de +11 y once electrones con la disposición 2/8/1, el átomo de potasio tiene un núcleo con una carga de +19 y diecinueve electrones ordenados 2/8/8/1.

El electrón más externo del átomo de potasio es atraído por un núcleo con mayor carga que el del átomo de sodio. Por otra parte, el electrón más externo del átomo de potasio está más alejado de su núcleo que el del átomo de sodio, y está separado de este núcleo por un mayor número de electrones. En conjunto, el efecto de una carga más grande en el núcleo está más que equilibrado por la mayor distancia y el número más elevado de electrones que intervienen. En consecuencia, el potencial de ionización del potasio es menor que el del sodio: 4,318 voltios en comparación con 5,12 voltios.

En realidad, si ordenamos los potenciales de ionización para todos los metales alcalinos como en la tabla 30, podemos ver cómo los valores disminuyen regularmente con la creciente complejidad del átomo (Tan sólo el francio no tiene registrado su potencial de ionización en la tabla. Es un elemento radiactivo con una vida media muy corta, por lo que resulta muy difícil estudiar sus propiedades, de modo que se desconoce su potencial de ionización hasta el momento. No obstante, es bastante seguro suponer que su potencial de ionización es inferior a 3,87 voltios).

TABLA 30. *Potenciales de ionización de los metales alcalinos*

Metal alcalino	Carga nuclear	Disposición de los electrones	Potencial de ionización (voltios)
Litio	+3	2/1	5,363
Sodio	+11	2/8/1	5,120

Potasio	+19	2/8/8/1	4,318
Rubidio	+37	2/8/18/8/1	4,159
Cesio	+55	2/8/18/18/8/1	3,870
Francio	+87	2/8/18/32/18/8/1	¿?

De los elementos estables implicados en el proceso de cesión de electrones, podemos sacar la conclusión de que los metales alcalinos son los más activos, y que el cesio es el más eficaz de los metales alcalinos estables.

Potenciales de ionización de los gases nobles

Cuando pasamos a considerar los gases nobles, nos hallamos en el polo opuesto. Al aumentar el número de electrones en la capa más externa, el potencial de ionización también se eleva. Puesto que el número máximo de electrones en la capa más externa de cualquier átomo es de ocho (excepto para el helio, que es de dos) cabe esperar que el potencial de ionización se halle en su cúspide en estos casos. Los átomos con ocho electrones en la capa más externa son los de los gases nobles; en realidad, ellos, como un grupo, tienen menos tendencia a ceder electrones que ningún otro grupo de elementos.

Sin embargo, el potencial de ionización muestra un valor definido incluso para los átomos de los gases nobles; los electrones pueden ser separados de ellos. El potencial de ionización del argón, por ejemplo, es de 15,68 voltios. Éste es tres veces más elevado que el del sodio, pero no mucho más alto que el del hidrógeno.

Además, la regla de que cuanto más complejo es el átomo de una familia determinada, tanto menos se mantiene el potencial de ionización para los gases nobles, podemos verla en la tabla 31.

TABLA 31. *Potenciales de ionización de los gases nobles*

Gas noble	**Carga nuclear**	**Disposición de de los electrones**	**Potencial de ionización (voltios)**
Helio	+2	2	24,46
Neón	+10	2/8	21,47
Argón	+18	2/8/8	15,68
Criptón	+36	2/8/18/8	13,93
Xenón	+54	2/8/18/18/8	12,08
Radón	+86	2/8/18/32/18/8	10,70

Por los potenciales de ionización, como por los puntos de licuación y de solubilidad, podemos ver que cuanto más complejo es el átomo del gas noble tanto menos inerte debe ser.

Realmente, si juzgamos sólo por los potenciales de ionización, podemos sacar la conclusión de que los gases nobles más pesados no son inertes en absoluto. Los potenciales de ionización del xenón y radón son indudablemente inferiores que los del hidrógeno, mientras que el potencial de ionización del criptón es tan sólo un poco más elevado. ¿No podría deducirse de esto que esos tres gases deberían ceder electrones y

formar compuestos tan fácilmente como el hidrógeno, o incluso más? Por desgracia, no es así. El problema es que los potenciales de ionización no son los únicos factores determinantes al calcular la actividad de un elemento.

Consideremos, por un momento, el hidrógeno y el nitrógeno. El potencial de ionización del hidrógeno es de 13,527; el del nitrógeno, de 14,48. Cabría, pues, esperar entonces que el nitrógeno pudiera mostrar una menor tendencia a ceder electrones que el hidrógeno, pero no mucho menor. Puesto que el hidrógeno cede electrones al oxígeno con gran facilidad para formar moléculas de agua (H_2O), ¿el nitrógeno no debería ceder electrones al oxígeno para formar moléculas de óxido de nitrógeno (NO) con menos facilidad, quizá, pero no necesariamente con mucha menos flexibilidad? En apariencia, no. El nitrógeno se combina con el oxígeno con suma dificultad.

Existen dos razones para ello. En primer lugar, el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno, todos existen como moléculas bivalentes y con el fin de poder actuar recíprocamente, por lo menos una pequeña fracción de esas moléculas ha de ser primero desintegrada en átomos simples. De las tres moléculas, la de hidrógeno es la más sencilla de desintegrar. La molécula de nitrógeno está unida mucho más sólidamente y se descompone en átomos individuales en un grado mucho menor de como lo hace el hidrógeno; por consiguiente, cabría esperar que el nitrógeno reaccionase más lentamente que el hidrógeno sólo por esta razón, haciendo caso omiso del potencial de ionización.

Además, al pasar de una mezcla de hidrógeno y oxígeno a agua, estamos pasando de una condición de menor estabilidad a otra de mayor estabilidad, por lo cual se libera una gran cantidad de energía. Esta energía sirve para elevar la temperatura del restante hidrógeno y oxígeno, desintegrando aun más moléculas de hidrógeno en átomos individuales, y acelerando la reacción, que a su vez eleva todavía más la temperatura. Por esta razón, si se calienta una mezcla de hidrógeno y oxígeno hasta el punto en que la reacción alcanza cierto grado crítico, la temperatura se eleva repentinamente, y la mezcla entera estalla. Es suficiente una temperatura de 525° C.

Cuando una mezcla de nitrógeno y oxígeno se convierte en óxido de nitrógeno, una condición de mayor estabilidad está siendo convertida en una de menor estabilidad. El calor es absorbido en el transcurso de la reacción, de manera que la temperatura tiende a bajar, deteniendo la reacción y no acelerándola. Por tanto, incluso cuando se añade la suficiente energía al aire como para motivar que el nitrógeno y el oxígeno empiecen a combinarse (como en la proximidad de un relámpago), la reacción no provoca el estallido de la atmósfera terrestre, sino que más bien produce inmediatamente humedad.

Consideremos otro caso. El potencial de ionización (I) y (II) del magnesio es de 7,61 voltios y 14,96 voltios, respectivamente. Cuando se calienta el magnesio en aire, sus átomos se combinan con energía con los del oxígeno para formar el óxido de magnesio (MgO). Cada átomo de oxígeno desprende dos electrones de un átomo de magnesio, incluso, aunque el segundo electrón requiera 14,96 voltios para liberarse.

En condiciones similares, los átomos de oxígeno no tocarán los átomos del criptón, aunque el primer electrón puede ser liberado a un potencial de tan sólo 13,93 voltios. De nuevo, surge el problema de si el cambio es o no es en dirección de una mayor estabilidad. Cuando dos electrones abandonan el átomo de magnesio, los diez electrones restantes ocupan la disposición estable de 2/8. El magnesio, al reaccionar con el oxígeno, está pasando por una configuración electrónica de menor estabilidad a una de mayor. En el caso del átomo de criptón, la pérdida de un electrón acarreará un cambio de la disposición 2/8/18/8 a otra de 2/8/18/7. El cambio será de una mayor estabilidad a otra de menor estabilidad. Por consiguiente, podemos comparar la oxidación del magnesio a la del hidrógeno, y la oxidación del criptón a la del nitrógeno.

Si vamos a comparar los gases nobles con otros elementos sobre la base del potencial de ionización, debemos hallar casos en que la pérdida de un electrón aporte una configuración de menor estabilidad, y en que no haya extrínsecas condiciones de energía que estimulen una reacción.

Un posible ejemplo es el del propio átomo de oxígeno. El átomo de oxígeno muestra una fuerte tendencia a aceptar electrones; por esta razón, el oxígeno es un elemento activo. Sin embargo, el átomo de oxígeno tiene también una tendencia (muy inferior) a ceder electrones, y es esta tendencia donante de electrones la que debemos considerar. El átomo de oxígeno tiene ocho electrones, ordenados 2/6. El potencial de ionización del oxígeno es de 13,550, el cual es claramente más elevado que el del xenón y tan sólo un poco inferior al del criptón. Además, cuando un átomo de oxígeno pierde un electrón, la configuración de los restantes es de 2/5, una disposición que no es de particular estabilidad, de manera que el oxígeno no presenta ninguna ventaja sobre el criptón y el xenón en este aspecto.

Desde luego, el xenón y el criptón gaseosos existen en átomos simples, mientras que el oxígeno existe en moléculas de dos átomos. ¿Complica esto las cosas? Puede que sí, pero, para ver si es así, tan sólo necesitamos considerar el potencial de ionización de la molécula de oxígeno. Un electrón puede ser liberado de uno de los átomos de la molécula de oxígeno sin romper la conexión entre los átomos. Resulta que el potencial de ionización de la molécula de oxígeno es algo inferior al del átomo de oxígeno. Es de 12,11 voltios, cifra que es casi exactamente la del xenón.

Por consiguiente, se deduce que el oxígeno (en su tendencia donante de electrones) es bastante comparable a los gases nobles más pesados. Circunscribiéndonos al oxígeno, podemos orientarnos hacia la producción de compuestos de gas noble, si existe alguno.

Átomos aceptantes de electrones

Si nos disponemos a considerar las condiciones en las cuales los electrones pueden ser liberados de átomos, como los de oxígeno y xenón, que no ceden fácilmente electrones, debemos dar por sentado que dichas condiciones son extremas. En las reacciones químicas, uno o más electrones son liberados de átomos particulares sólo debido a que algún otro átomo es capaz de aceptar uno o más electrones. Únicamente un muy fuerte aceptor de electrones es capaz de influir en un átomo de oxígeno o de xenón.

Los átomos que poseen la más fuerte tendencia en aceptar electrones son aquellos sin capas más externas que contienen cerca de ocho electrones. Al aceptar uno o dos electrones, elaborarán la configuración estable de ocho electrones externos, y la tendencia en hacerlo así es grande.

El grupo de elementos con siete electrones en la capa más externa (los halógenos) necesitan aceptar tan sólo un electrón para componer el número estable y son, por consiguiente, los más activos en participar en aquellos procesos químicos que implican la aceptación de electrones. Estos elementos (véase tabla 18, capítulo 4, pág. 46) son, en orden de creciente complejidad atómica; flúor, cloro, bromo, yodo y astato.

Como ya he explicado, cuanto más complejo es el átomo de un grupo particular, tanto más débilmente retiene sus electrones más externos, y, en consecuencia, tanto más débil es su tendencia a aceptar electrones adicionales. Por tanto, resulta que cuanto más pequeño es el átomo halógeno con tanta más fuerza retiene sus electrones más exteriores, y tanta mayor es su tendencia en aceptar un electrón adicional. En otras

palabras, el yodo aceptará un electrón más pronto que el astato. El bromo aceptará uno todavía con más facilidad; el cloro lo hará aun más pronto, y el flúor es el mejor predispuesto de todos.

Aquellos elementos con seis electrones en la capa más exterior son también activos en la aceptación de electrones, aunque no tan eficaces (como grupo) como lo son los halógenos. En este caso, también, cuanto más pequeño sea el átomo tanto más fácilmente aceptará un electrón, de modo que el segundo más pequeño (azufre) es netamente activo, mientras que el más pequeño (oxígeno) es por completo eficaz.

Los elementos con cinco electrones en la capa más externa son todavía menos activos, pero el átomo más pequeño de este grupo (nitrógeno) muestra una apreciable predisposición.

El químico americano Linus Pauling (nacido en 1901) consideró con detalle las propiedades aceptoras de electrones (*electronegatividad*) de los átomos. En 1932, aplicó el tratamiento matemático de la estructura atómica, desarrollado en la década precedente, al problema de la transferencia de electrones; sobre esta base, consiguió elaborar una medición de la electronegatividad de los diversos elementos. En la tabla 32, los siete elementos más electronegativos (en orden decreciente de electronegatividad) aparecen distribuidos de acuerdo con la escala de Pauling.

TABLA 32. *Los elementos más electronegativos*

Elemento	**Disposición de los electrones**	**electronegatividad (escala de Pauling)**
Flúor	2/7	4,0
Oxígeno	2/6	3,5
Cloro	2/8/7	3,0
Nitrógeno	2/5	3,0
Bromo	2/8/18/7	2,8
Azufre	2/8/6	2,5
Yodo	2/8/18/18/7	2,5

El orden aplicado en la tabla 32 se refiere, estrictamente hablando, a los átomos individuales de dichos elementos. Cuando los elementos existen como moléculas, su actividad queda afectada por la facilidad con que esas moléculas pueden ser desintegradas en átomos individuales.

La molécula de oxígeno (O_2) se mantiene unida más firmemente que lo hacen las moléculas bivalentes de los diversos halógenos. La molécula de nitrógeno (N_2) se mantiene unida todavía más sólidamente. Por esta razón, el oxígeno no es muy activo a la temperatura ambiente a pesar de su posición en la lista de electronegatividad. Podemos vivir cómodamente bajo un océano de oxígeno sin sentir molestias, aunque los tejidos de nuestro cuerpo se combinarían rápidamente con el menos electronegativo bromo. En cuanto al nitrógeno, continúa siendo un gas inerte incluso a temperaturas elevadas.

Tanto si consideramos átomos como moléculas, el flúor es, sin la menor duda, el más activo de todos los elementos en aceptar electrones. Realmente, si el flúor no puede forzar la liberación de electrones del átomo de algún elemento particular, entonces no lo puede conseguir ninguna otra sustancia.

Si cualquiera de los gases nobles puede ser obligado a ceder uno o dos electrones y formar un compuesto, el flúor puede lograrlo con más facilidad. Por tanto, dediquemos nuestra atención al flúor.

9. FLÚOR

El reconocimiento del flúor

En realidad, el tratamiento matemático por parte de Pauling de la electronegatividad no era necesario para convencer a los químicos de la insólita actividad del flúor. Confirmaba únicamente lo que ya se sospechaba por lo menos desde hacía un siglo, como resultado de experiencias prácticas de laboratorio en el transcurso de la trágica historia del flúor.

Esta historia comienza con los mineros de los tempranos tiempos modernos. Ya en 1529, el minerólogo alemán Jorge Agricola (1490-1555) describió los usos de cierto mineral para la fundición de minerales. El propio mineral se fundía fácilmente, y, cuando era añadido a la mena que se fundía en un horno, la hacía derretirse con mayor facilidad, aportando así un valioso ahorro de combustible y tiempo.

Agricola llamó a este mineral *fluores*, derivada de la palabra latina *fluere*, que significa «fluir», porque se licuaba y fluía tan fácilmente. En años posteriores, llegó a llamarse *fluorspar* (espato flúor), dado que *spar* es un antiguo vocablo alemán empleado para designar un mineral; un nombre todavía más moderno es *fluorita*, dado que «ita» es ahora el sufijo convencional para designar un mineral[15].

En 1670, un alemán tallador de cristal, Heinrich Schwanhard, descubrió que cuando trataba la fluorita con ácido fuerte, se producía un vapor que grababa al aguafuerte sus lentes. Esto era muy raro, porque el cristal, por lo general, no es afectado por productos químicos, aunque sean fuertes. Schwanhard aprovechó esta propiedad para desarrollar una nueva forma de arte. Recubrió piezas de vajilla de cristal con barniz protector y las expuso al vapor, consiguiendo obtener claros diseños sobre un fondo turbio. Naturalmente, Schwanhard no conocía los detalles químicos de lo que estaba sucediendo, pero el proceso de grabación al aguafuerte era lo bastante teatral, y las obras de arte que él producía eran lo suficientemente insólitas como para atraer un interés continuo.

El químico sueco Karl Wilhelm Scheele (1741-1786) fue el primero en estudiar el vapor de la fluorita acidificado con cierto detalle, en 1771. Fue capaz de demostrar, por ejemplo, que el vapor era un ácido, y lo llamó «ácido fluórico». En consecuencia, corrientemente se considera a Scheele como el descubridor de esta sustancia.

Probablemente, fue un trágico descubrimiento, ya que Scheele tenía la mala costumbre de oler y probar cualquier sustancia nueva que descubría. El «ácido fluórico» fue uno de sus diversos descubrimientos que de manera más definitiva no podía ser tratado de esta manera. Murió a la temprana edad de cuarenta y cuatro años, tras algunos años de invalidez; con toda probabilidad, su hábito de olfatear y sorber o probar productos químicos desconocidos abrevió de manera decisiva su vida. Si así fue, el «ácido fluórico» y otros productos químicos se cobraron su primera y famosa víctima química. En modo alguno fue Scheele la última víctima.

Una vez que hubo establecido Scheele que el vapor producido por el espato flúor acidificado era un ácido, de inmediato surgió una mala interpretación con referencia a

[15] Espato flúor, o fluorita, emite un color azulado cuando es expuesto a la luz ultravioleta. Esta producción de luz visible por influencia de luz ultravioleta es presentada por muchas sustancias, pero es la fluorita la que da al fenómeno su nombre: fluorescencia.

su estructura. El gran químico francés Antoine Laurent Lavoisier acababa precisamente de declarar por aquella época que todos los ácidos contenían oxígeno, y resultaba difícil discrepar de esta opinión ante un proponente tan famoso.

No obstante, en 1810, el químico inglés Humphry Davy (1778-1829) estuvo en condiciones de demostrar que el «ácido muriático» (clorhídrico), un ácido fuerte bien conocido, no contenía oxígeno. Decidió que un gas verde que podía ser obtenido del ácido muriático era un elemento; lo denominó «cloro», del griego *Chlörós*, verdoso. Davy demostró que, en consecuencia, el «ácido muriático» era un compuesto de hidrógeno y cloro —pero sin oxígeno— y podía ser llamado *cloruro de hidrógeno* en su estado gaseoso, o *ácido clorhídrico* cuando estaba disuelto en agua.

En 1813, Davy estaba convencido de que el «ácido fluórico» de Scheele era otro ejemplo de un ácido sin oxígeno. El físico francés, André Marie Ampère, sugirió que la molécula consistía en hidrógeno más un elemento desconocido. Puesto que el «ácido fluórico» presentaba ciertas similitudes con el recientemente denominado ácido clorhídrico, les pareció muy probable, tanto a Davy como a Ampère, que el elemento desconocido era, con toda probabilidad, parecido al cloro. Decidieron entonces llamarle *fluorita*; la primera sílaba procedente de «fluorspar», mientras que el sufijo era elegido para hacer hincapié en la similitud del nuevo elemento con el cloro. El «ácido fluórico» se convirtió en *fluoruro de hidrógeno* en su forma gaseosa; en *ácido hidrofluórico* cuando estaba en solución.

El aislamiento del flúor

Lo que querían conseguir los químicos, tan pronto la existencia del flúor quedó tan firmemente sospechada, era resolver todas las dudas mediante el aislamiento del flúor.

El cloruro de hidrógeno (HCl) podía, después de todo, ser tratado con oxígeno que contuviera productos químicos, de tal manera que el átomo de hidrógeno fuera captado y agregado al oxígeno para formar agua. Los átomos de cloro, dejados atrás, se combinaban para formar moléculas de cloro (Cl_2).

¿Quizá no podía ser tratado el fluoruro de hidrógeno (HF) de manera similar, para que pudiera formarse flúor molecular (F_2)? Por desgracia, no podía serlo. Tal como ahora sabemos, el oxígeno es más electronegativo que el cloro y puede arrebatar electrones de hidrógeno (a la vez que el resto del átomo de hidrógeno) del cloro. No obstante, el oxígeno es menos electronegativo que el flúor y está imposibilitado para separar hidrógeno de la molécula del fluoruro de hidrógeno.

Realmente, al no bastar ninguna de las reacciones químicas para liberar el gas flúor de sus componentes, resultó evidente para los químicos del siglo XIX que los átomos del flúor se aferran a los átomos de otros elementos con una enorme fuerza. Una vez liberados esos mismos átomos de flúor se vuelven a combinar con otros átomos con suma energía. Por consiguiente, cabía sospechar que el flúor era el más activo de todos los elementos (mucho antes que Pauling lo demostrase por medio de sus meticulosamente elaboradas teorías) y el más difícil de liberar. Desde luego, esto convertía en mayor reto la tarea de liberación.

El propio Davy había demostrado que no era necesario emplear reacciones químicas con el propósito de liberar un elemento particular de sus componentes. Una corriente eléctrica, al pasar a través de un compuesto fundido, puede, en adecuadas circunstancias, separar los elementos que forman el compuesto. Lo demostró en el caso

de los metales alcalinos. Los átomos de esos elementos son los más activos en ceder electrones, y, en consecuencia, forman pronto compuestos y son liberados de esos compuestos sólo con gran dificultad. Antes de la época de Davy, esos elementos no habían sido aislados, pero, en 1807 y en 1808, empleando una corriente eléctrica aisló y enumeró seis metales: sodio, potasio, magnesio, calcio, estroncio y bario.

Parecía natural que el flúor que contenía compuestos podía ser descompuesto y el gas flúor liberado mediante algún método eléctrico; comenzando por Davy, lo intentaron un químico tras otro. Los intentos eran sumamente peligrosos, ya que el fluoruro de hidrógeno es un gas muy tóxico y el flúor libre, una vez liberado, es todavía más tóxico. Davy quedó gravemente intoxicado al aspirar pequeñas cantidades de fluoruro de hidrógeno y esto pudo haber contribuido a su posterior invalidez y a su muerte a los cincuenta y un años de edad.

Otros destacados químicos de la época resultaron también intoxicados, y enfermaron gravemente, hasta el punto que fallecieron poco tiempo después. Un notable químico belga, Paulin Louyet, resultó muerto instantáneamente por las emanaciones tóxicas, lo mismo que el químico francés Jérôme Nicklès. Y, sin embargo, el peligro de esta investigación parecía aumentar el reto y el apasionamiento del problema.

La habitual sustancia de comienzo en el intento de obtener flúor era el llamado espato flúor, que en el siglo XIX fue conocido como *fluoruro de calcio* (CaF_2). Para poder pasar una corriente eléctrica a través del espato flúor (fluorita) era necesario primero fundirlo y después mantenerlo a una temperatura comparativamente elevada durante el experimento. El flúor era más activo que nunca a temperaturas elevadas.

Probablemente era formado por la corriente, pero de inmediato atacaba cuanto estuviera a la vista. Corroía los electrodos a través de los cuales la corriente eléctrica penetraba en el espato flúor, incluso cuando estaban hechos con materiales comparativamente tan inertes como el carbono, la plata, incluso el platino.

Un químico francés, Edmond Frémy (1814-1894), discípulo del mártir Louyet, repitió la investigación con fluorita en 1855, con los resultados poco satisfactorios habituales. Se le ocurrió que podía ser preferible pasar una corriente eléctrica a través de fluoruro de hidrógeno. El fluoruro de hidrógeno era un líquido a la temperatura ambiente, y a esta temperatura inferior, el flúor pudiera ser más fácil de manipular. Por desgracia, hasta la época de Frémy, el fluoruro de hidrógeno sólo resultaba asequible en solución de agua. Si había alguna cantidad de agua a su alrededor, el flúor reaccionaba enseguida con ella, arrancando los átomos de hidrógeno fuera de la molécula de agua con tanta fuerza que el oxígeno quedaba liberado en la forma energética de ozono. De nuevo el experimento acababa en fluoruro de hidrógeno.

En consecuencia, Frémy elaboró métodos para producir *fluoruro de hidrógeno* anhidro, es decir, fluoruro de hidrógeno potásico (KHF_2). Por desgracia, Frémy quedó frustrado. El fluoruro de hidrógeno anhidro no podía pasar por una corriente eléctrica.

Al final, también él renunció. A principios de la década de 1880, el flúor continuaba victorioso. Había derrotado los mejores esfuerzos de muchos químicos de primera categoría durante tres cuartos de siglo (Pero Frémy, por lo menos, cuidó de su persona lo suficiente en el curso de sus experimentos para lograr vivir hasta los ochenta años, casi una proeza para un químico que trabajaba en la investigación del flúor).

Frémy tenía un discípulo, Ferdinand Frédéric Henri Moissan, quien continuó la batalla. Lo intentó todo. Formó trifluoruro de fósforo y trató de combinarlo con oxígeno. El oxígeno y el fósforo se mantenían unidos en forma particularmente estrecha, y en este caso, Moissan opinó que el oxígeno podría ser capaz de competir con éxito con el flúor. No por completo. La lucha terminó en tablas, y Moissan se halló finalmente con un compuesto en el cual el fósforo se combinaba a la vez con oxígeno y flúor.

Intentó entonces pasar el trifluoruro de fósforo sobre platino al rojo blanco. El platino se combina con el flúor tan sólo débilmente y también lo hace con el fósforo; quizá se combinaría tan sólo con el fósforo y liberaría el flúor. No tuvo esta suerte. Tanto el fósforo como el flúor se combinaron con el platino.

Moissan decidió entonces intentar de nuevo métodos eléctricos. Comenzó con fluoruro de arsénico y lo abandonó tras empezar a descubrir en sí mismo señales de intoxicación por arsénico. Entonces volvió de nuevo al fluoruro de hidrógeno, y, en varios casos, sufrió cuatro distintos episodios de intoxicación con este gas, lo cual, sin duda alguna, contribuyó a causarle la muerte a los cincuenta y cuatro años de edad.

Moissan empleó el fluoruro de hidrógeno anhidro, pero decidió añadir algo que hiciese posible que dicha combinación soportara el paso de una corriente eléctrica. Tenía que añadir algo que no impidiese que cualquier otro elemento, excepto el flúor, se liberase en el electrodo positivo (Si cualquier otro elemento distinto del flúor podía ser liberado, lo sería ya que el flúor era el último en la fila). Moissan añadió fluoruro potásico de hidrógeno al fluoruro de hidrógeno. El líquido era sencillamente una mezcla de fluoruros y ahora podría transportar una corriente.

Por añadidura, Moissan empleó un equipo construido con una aleación de platino y de iridio, una aleación que era incluso más resistente al flúor que el propio platino. Por último, sometió todo su instrumento a una temperatura de –50° C, a la que incluso la actividad del flúor debería quedar dominada.

No obstante, el experimento fracasó. Moissan observó que los obturadores que sostenían los electrodos habían sido corroídos. Era necesario algo para que el obturador no fuese conductor de corriente, por lo cual quedó eliminada la aleación platino-iridio. ¿Qué otra cosa podía ser? Se le ocurrió la idea de que la fluorita no era conductor de la electricidad, ni tampoco podía ser atacada por el flúor (ya contenía toda la fluorita que podía). Moissan cinceló con sumo cuidado obturadores de un bloque de fluorita y repitió el experimento.

El 26 de junio de 1886, obtuvo un pálido gas de color amarillo verdoso, en torno al electrodo positivo.

Finalmente, el flúor había quedado aislado, y cuando más tarde Moissan repitió el experimento en público, su viejo maestro, Frémy estaba presente.

Moissan continuó sus experimentos, hasta que, en 1886, descubrió un medio menos costoso de producir flúor. Empleó recipientes de cobre. El flúor atacaba el cobre con gran energía, pero después que el cobre quedaba recubierto de fluoruro de cobre, quedaba inmune a posteriores ataques. En 1906, un año antes de su muerte, Moissan recibió el Premio Nobel de Química por su proeza.

A pesar de todo eso, el flúor continuó siendo un problema muy arduo durante otra generación. Podía ser aislado y empleado, pero no con facilidad ni con frecuencia. Sobre todo, tenía que ser manejado con extremada precaución, y pocos químicos se sentían dispuestos a jugar con tanto peligro.

El pronóstico de Pauling

En la década de 1920, el flúor era conocido como formando compuestos con cada elemento de la lista, excepto los gases nobles y el oxígeno. Esto no era sorprendente. Los gases nobles parecían por completo inertes, y aunque el oxígeno es muy activo, la naturaleza de su actividad chocaba de frente con la del flúor.

El flúor y el oxígeno son los elementos más electronegativos de la lista. Los átomos de cada uno aceptan pronto electrones, pero no los ceden fácilmente. Para formar un compuesto, los átomos de uno de ellos tendrían que arrebatar electrones que eran retenidos con fuerza por el otro.

En 1927 se descubrió que cuando el flúor era pasado lentamente a través de una solución de un compuesto llamado hidróxido de sodio, se obtenía un gas que olía como el flúor y era un producto químico casi tan potente como el flúor. Sin embargo, no era flúor, ya que se trataba de un gas incoloro que se licuaba a –145° C, mientras que el flúor era un gas pálido, de color amarilloverdoso que se licuaba a –188° C.

Al ser analizado, se comprobó que el gas consistía en moléculas formadas por dos átomos de flúor y un átomo de oxígeno; la fórmula se escribe habitualmente F_2O. Este compuesto suele ser llamado «monóxido de flúor», simplemente porque las combinaciones de oxígeno y otro elemento siempre habían sido conocidas como óxidos en el pasado.

Sin embargo, cuando el oxígeno se combina con cualquier elemento salvo el flúor, el oxígeno es el más electronegativo de los dos, y es el átomo de oxígeno el que acepta electrones a expensas de los otros átomos comprometidos. El término óxido se aplicará únicamente a estos compuestos.

No obstante, en el caso del «monóxido de flúor», el átomo de oxígeno no acepta los electrones. No puede, ya que el átomo de flúor es el único que posee una capacidad aun mayor y más sólida para retener electrones que el oxígeno. En este caso, es el átomo de oxígeno el que cede electrones y el átomo de flúor el que los acepta. Por consiguiente, el compuesto se llama *fluoruro de oxígeno*. En las fórmulas de los elementos se suelen escribir en orden creciente de los elementos electronegativos, es decir, de izquierda a derecha. Por consiguiente, la fórmula del fluoruro de oxígeno debe escribirse OF_2.

Algunos años después, se descubrió un segundo compuesto de flúor y oxígeno: un gas parduzco, que resultó estar integrado por moléculas que contenían dos átomos de flúor y dos de oxígeno. Se le denomina, por lo general, «bióxido de flúor» (F_2O_2), pero el compuesto podría ser denominado mejor *fluoruro de bioxígeno*, y la fórmula será O_2F_2.

En el caso del O_2F_2, los átomos de flúor están captando electrones de una molécula de oxígeno. Puesto que el potencial de ionización de las moléculas de oxígeno es más elevado que el del radón y casi tanto como el del xenón, y dado que la molécula de oxígeno no está consiguiendo mayor estabilidad por la pérdida de esos electrones, se deduce que el flúor puede ser capaz de restar electrones del radón y también del xenón. En este caso, cabe esperar la formación de compuestos entre el flúor, por un lado, y el radón y el xenón, por otro.

En el caso del OF_2, los átomos de flúor están liberando electrones de un átomo individual de oxígeno. Puesto que el átomo de oxígeno tiene un potencial de ionización casi tan elevado como el del criptón, incluso sería posible que se formasen compuestos de criptón y flúor.

Probablemente, pensamientos similares pasaron por la mente de Pauling, en 1933. Tuvo en cuenta algunas otras propiedades de los átomos en cuestión y finalmente dedujo la conclusión, en su opinión, de que realmente eran posibles los compuestos de flúor con los gases nobles más pesados. Incluso sospechó que se podrían formar compuestos con oxígeno (Un químico alemán, A. von Antropoff, pronosticó este hecho en 1924, pero esta opinión no se basaba, como en el caso de Pauling, en razonamientos específicos y válidos). Una vez expuesta esta conjetura, dos químicos del Instituto de Tecnología de California (de la escuela de Pauling) iniciaron la comprobación de este tema e intentaron formar un compuesto de gas noble. Se trataba de Don Merlin Lee Yost (nacido en 1893) y uno de sus discípulos, ya graduado, Albert L. Kaye.

No era una tarea fácil la que se había propuesto llevar a cabo. Sólo se disponía de pequeñas cantidades de xenón, y Yost y Kaye tan sólo contaban con un total de 100 centímetros cúbicos a la presión ordinaria (aproximadamente, el suficiente para llenar un vaso de cóctel). No les era posible obtener flúor, por lo que Yost y Kaye tuvieron que preparar su propia reserva en condiciones difíciles. Su aparato casero generador de flúor trabajaba rechinando, y algunas veces no trabajaba en absoluto.

Intentaron el experimento y fallaron. O, por lo menos, los resultados no fueron concluyentes. No obtuvieron compuestos, pero no estuvieron en condiciones de demostrar que un compuesto no pudiera ser formado en condiciones más favorables.

Otros químicos no continuaron este trabajo. El xenón continuaba siendo un gas raro y costoso, y el flúor no perdía la característica de ser peligrosamente tóxico. Las posibilidades de éxito en semejante experimento no justificaban los gastos, ni los peligros que ofrecían para la mayoría de los químicos, quienes, al fin y al cabo, tenían que realizar muchas otras investigaciones importantes.

El asunto quedó casi olvidado, y los químicos continuaron explicando en sus conferencias y escribiendo en sus libros de texto que los gases nobles no formaban ninguna clase de compuestos. Desde luego, esto era correcto.

Sin duda, algunos químicos dijeron y escribieron que los gases nobles «no podían» formar compuestos. Esto era una aseveración equivocada, ya que tal circunstancia no había sido demostrada. En realidad, por los argumentos de Pauling, parecían existir muchas razones para creer que, ciertamente, podían formar compuestos.

Hexafluoruro de uranio

La situación podría haber permanecido en este estado por tiempo indefinido, de no ser porque el interés por el flúor se incrementó de súbito durante la Segunda Guerra Mundial.

Por entonces, el Gobierno norteamericano se estaba esforzando con afán en construir una bomba atómica. Para este propósito, era necesario separar el isótopo uranio-235 (que podía fácilmente ser forzado a la fisión y producir una enorme explosión) del uranio-238 (que no podía). Sin embargo, la liberación de los isótopos de un elemento simple suele ser una tarea difícil, y tan sólo un 0,7% del metal uranio consta de uranio-235. El problema era enorme.

Un método de separación del isótopo se beneficia del hecho de que una molécula más ligera tiende a moverse más rápidamente que una más pesada. Supongamos, por ejemplo, que el uranio fuera un gas integrado por átomos individuales. Los átomos de uranio-235 serían aproximadamente 1,25% más ligeros que los átomos del uranio-238 y se moverían casi un 0,6% más velozmente.

Ésta puede no ser una gran diferencia de velocidad, pero es suficiente. Si este «gas uranio» fuese impulsado a moverse a través de muchos pasos estrechos, el isótopo más ligero ganaría un ápice en cada paso, y al final podría ser obtenido en forma casi pura. Esto se llama *proceso de difusión*.

El único problema radicaba en que el uranio no era un gas, y que se convertía en gas sólo a 3.818° C. Simplemente, no resultaba práctico intentar trabajar con un gas que requería una temperatura tan elevada en el intervalo necesario para que se produjese el proceso de difusión.

Por supuesto, no es necesario trabajar directamente con uranio. Se puede trabajar con un compuesto de uranio. Por ejemplo, supongamos que el óxido de uranio (UO_3), el

compuesto más corriente de uranio, fuese un gas. Cada átomo de oxígeno tiene un peso atómico de 16, de modo que tres de ellos pesan 48. Una molécula de UO_3, con un átomo de uranio-235, tendría un peso molecular de 235 + 48, o sea, 283, mientras que un átomo de uranio-238 tendría un peso molecular de 286. La molécula más ingrávida tendría una ventaja en ligereza del 1,05% y se movería alrededor de un 0,5% a mayor velocidad.

El problema estriba en que el óxido de uranio no es un gas; ni se convierte en gas si es calentado. En cambio, la molécula se descompone para formar bióxido de uranio (UO_2), el cual permanece en estado sólido hasta los 2.500° C, y sólo se convierte en líquido a una temperatura más elevada.

Por añadidura, no todos los átomos de oxígeno poseen un peso atómico de 16. Algunos tienen pesos atómicos de 17 o 18. Si una molécula de UO_3, conteniendo uranio-235, está formada también por dos átomos de oxígeno-18 y un átomo de oxígeno-16, sería más pesada que otra molécula integrada por un átomo de uranio-238 y tres átomos de oxígeno-16. Esto tendería a confundir aun más los problemas en el proceso de difusión, incluso si pudiera mantenerse una elevada temperatura y el UO_3 fuese un gas.

Por consiguiente, lo que se necesitaba, en primer lugar, era un compuesto de uranio que fuera gaseoso, o que pudiera ser convertido en gas a baja temperatura. Pero, ¿qué compuesto, si había alguno, podría ser éste? Una dificultad era que se desconocía casi todo sobre la química del uranio, incluso en 1940, ya que, aparte del frenesí especulativo sobre la posibilidad de una bomba atómica, el uranio no había tenido prácticamente utilidad alguna, por lo que los químicos casi no le dedicaron atención. Ni siquiera estaban seguros de su punto de fusión.

Sin embargo, por casualidad, el flúor fue tomado en consideración. Cuando el flúor ataca átomos de otros elementos, algunas veces se forman moléculas en las cuales un átomo del elemento atacado es rodeado por todos lados por cuatro o incluso seis átomos de flúor. Se forma, entonces, una molécula cuya parte externa es enteramente flúor. Se parece en este caso al flúor en muchos aspectos.

De este modo, las moléculas liberadas de flúor ejercen escasa atracción entre sí y tienen un bajo punto de ebullición. Asimismo los fluoruros más pesados de muchos metales forman moléculas que tienen escasa atracción entre sí y son de baja ebullición (aunque no tan baja como el propio flúor, por supuesto). Los elementos que no son gases en sí mismos y que no forman óxidos gaseosos pueden convertirse en gases en forma de fluoruros.

Ésta es la explicación para la acción del fluoruro de hidrógeno sobre el cristal (una sustancia rica en *silicio*, que en cristal está ligada, en su mayor parte, a los átomos de oxígeno). El silicio es un elemento muy común; realmente, después del oxígeno, es el elemento más corriente en la corteza terrestre. Es un sólido, con un punto de fusión de 1.410° C y un punto de ebullición de 2.355° C. El compuesto más común del silicio es el bióxido de silicio (SiO_2), que posee un punto de fusión y un punto de ebullición en la misma línea que el propio silicio[16].

En presencia del fluoruro de hidrógeno, los átomos de silicio del cristal son liberados de los átomos de oxígeno que los retienen. Se combinan, en cambio, con cuatro átomos de flúor, para formar el tetracloruro de silicio (SiF_4); éste es un gas, con un punto de ebullición de –86° C. El tetrafluoruro de silicio abandona el cristal, lo que queda se disgrega, y el cristal queda grabado al aguafuerte.

¿No podría aplicarse la misma situación al uranio? Realmente, es posible. Si el bióxido de uranio se trata con fluoruro de hidrógeno, se forma tetrafluoruro de uranio (UF_4). Puesto que el átomo de uranio es demasiado ancho para ser rodeado

[16] Los cristales de bióxido de silicio se llaman cuarzo; la arena corriente está compuesta de fragmentos de cristales impuros de bióxido de silicio.

satisfactoriamente por cuatro átomos de flúor y existe una atracción considerable entre sus moléculas, el UF_4 continúa en estado sólido sometido a elevadas temperaturas. Sin embargo, si el UF_4 es sometido a la acción del propio flúor, cada átomo de uranio captura dos átomos más de flúor y se forma el *hexafluoruro de uranio* (UF_6).

El átomo de uranio está ahora rodeado por átomos de flúor. El hexafluoruro de uranio es un cuerpo sólido blanco a la temperatura ambiente, pero, si es calentado hasta los 56° C, se convierte directamente en vapor sin licuarse primero. Es fácil mantener una temperatura de 56° C durante períodos de tiempo indefinidos y trabajar con el UF_6 gaseoso. El UF_6 es el único compuesto de uranio conocido en estado gaseoso a una temperatura tan baja.

Además, sólo una clase de isótopo de flúor se forma al natural, el flúor-19, de modo que la situación no se hace confusa por átomos de flúor de diferentes pesos. Cada átomo de flúor tiene un peso atómico de 19 y seis de estos átomos de flúor tienen un peso atómico de 114. Una molécula de UF_6 con uranio-235 tiene un peso molecular de 349, y cada molécula conteniendo uranio-238 tiene un peso de 352. La molécula que contiene uranio-235 es un 0,85% más ligera y se mueve a una velocidad un 0,4% mayor que la molécula que contiene uranio-238.

Esto es hilar muy fino, pero podía dar resultado, y se *logró* un resultado triunfal. El uranio-235 se extrajo del uranio, y la bomba atómica fue una realidad en el año 1945.

El enorme interés despertado por el flúor, que surgió ante la necesidad de preparar hexafluoruro de uranio acarreó el desarrollo de técnicas para el almacenamiento y la manipulación del flúor sin peligro. Durante la década de 1950, el flúor continuó recibiendo una mayor atención como posible sustitutivo del oxígeno líquido en la técnica de los cohetes. Las mezclas de hidrógeno y flúor líquidos proporcionarían el más potente combustible en la química ordinaria de cohetes. El flúor puede ahora ser manejado en cantidad, y los experimentadores ya no tienen que sufrir las dificultades que redujeron a la nada los esfuerzos de Yost y Kaye.

10. COMBINACIONES DEL GAS NOBLE

Hexafluoruro de platino

El clamoroso éxito del hexafluoruro de uranio motivó que algunos químicos se interesaran en los compuestos altamente fluorizados en general, y en los de la familia de los metales del platino en particular[17]. Los metales del platino, como el uranio, son de elevada fusión y de alta ebullición, y, por lo general, no forman compuestos gaseosos a temperaturas que se pueden alcanzar con facilidad.

En el *Argonne National Laboratory* se prepararon los hexafluoruros de varios de los metales del platino y se comprobó que podían ser convertidos fácilmente al estado gaseoso. El *hexafluoruro de osmio* (OsF_6), por ejemplo, es un cuerpo sólido verde, que se funde a los 32° C (la temperatura de una tarde de verano) y entra en ebullición a los 46° C. El *hexafluoruro de platino* (PtF_6), un sólido rojo oscuro, requiere temperaturas algo más elevadas (no se funde hasta los 57° C), pero puede ser convertido en un vapor rojo oscuro sin mucha dificultad.

Entre los químicos que se fueron interesando por esos compuestos se hallaba Neil Bartlett, de la Universidad de Columbia Británica. A principios de la década de 1960, estaba trabajando no sólo con el hexafluoruro de platino, sino también con el *hexafluoruro de rutenio* (RuF_6) y el *hexafluoruro de rodio* (RhF_6). Estos compuestos con elevada concentración de flúor resultaron ser sorprendentemente activos. De los tres con los cuales estaba trabajando Bartlett, el hexafluoruro de platino era el más activo, por lo que se dedicó a estudiar sus reacciones con particular interés.

Con cierta sorpresa descubrió que el hexafluoruro de platino reaccionaba con el oxígeno para formar el bioxígeno platinofluoruro (O_2PtF_6). La situación era similar a aquella en la que el oxígeno reaccionaba con el propio flúor para formar el fluoruro de bioxígeno (O_2F_2).

El potencial de ionización de una molécula de oxígeno, como ya sabía Bartlett, es aproximadamente el del xenón. Que una molécula como la de O_2F_2 pudiera existir fue una de las razones para suponer que el flúor podía también ser capaz de combinarse con el xenón. Yost y Kaye habían intentado realizarlo, pero fracasaron. A mayor abundamiento, el hecho de que el O_2PtF_6 pudiera existir hizo razonable suponer que el hexafluoruro de platino podía reaccionar con el xenón.

Por consiguiente, Bartlett se dispuso a llevar a cabo otro intento (el primero desde el efectuado por Yost y Kaye veintinueve años antes) para formar un compuesto de xenón. Bartlett contaba con una ventaja importante, ya que podía trabajar con hexafluoruro de platino, más fácil de manejar que lo fue el flúor en la época de Yost.

En 1962, Bartlett construyó un dispositivo que contenía vapores de hexafluoruro de platino y xenón, separados por una pared de fino cristal. Cuando se rompió la pared, los dos gases se mezclaron y se formó un polvo amarillo. Bartlett se percató de que debía haber obtenido el fluoruro de platino y xenón ($XePtF_6$).

Continuó entonces haciendo reaccionar el xenón con hexafluoruro de rodio, el cual es casi tan activo como el hexafluoruro de platino. Preparó lo que parecía ser radiofluoruro de xenón ($XeRhF_6$), una sustancia de color rojo oscuro. No obstante, no

[17] Esta familia incluye los seis metales: platino, osmio, indio, paladio, rutenio y rodio.

consiguió preparar compuestos de criptón, que tenían un potencial de ionización más elevado que el xenón. Sin duda alguna, si hubiese sido asequible el radón, habría sido capaz de formar el platinofluoruro y rodiofluoruro de radón.

Xenón y flúor

Los descubrimientos de Bartlett fueron citados en una revista de Química británica, en junio de 1962, y asombraron al mundo de la química. En particular, los químicos del *Argonne National Laboratory*, donde los diversos hexafluoruros de los metales de platino fueron por vez primera estudiados con detalle, estaban fascinados. De inmediato se dedicaron a experimentar para confirmar los informes de Bartlett.

Investigaron con éxito, logrando hacer reaccionar el xenón con hexafluoruro de rutenio para formar lo que parecía ruteniofluoruro de xenón ($XeRuF_6$). Los químicos Howard H. Claasen, Henry Selig y John G. Malm, no se dieron aún por satisfechos. Los compuestos que se conseguían formar no eran del todo satisfactorios.

Supongamos, por ejemplo, que al reaccionar el xenón con hexafluoruro de rutenio, realmente se formara $XeRuF_6$. En tal caso, por cada átomo de xenón ligado a dicho compuesto, una molécula de RuF_6 estaría enlazada también. Sin embargo, no era así. En cambio, el análisis demostró que tres moléculas de RuF_6 estaban enlazadas por cada átomo de xenón.

Esto podía significar que un compuesto como el $XeRuF_6$ estaba formado con tres moléculas de RuF_6 agregadas a cada átomo de xenón. O también podía significar que varias moléculas de RuF_6 estaban cediendo átomos individuales de flúor, que a su vez se ligaban ellos mismos al xenón. Cabía suponer que tres moléculas de RuF_6 perdían un átomo de flúor cada una de este modo por cada átomo de xenón ligado. Esto explicaría también los resultados y en tal caso lo que realmente se estaba formando era un compuesto de xenón con flúor y no con RuF_6.

Sin embargo, no daba resultados especular con demasiada profundidad en el asunto. Si se podía formar un compuesto de xenón y flúor, y estaba siendo formado, el mejor modo de proceder era comprobarlo mezclando xenón y flúor en las condiciones más favorables y comprobar después lo que ocurría.

El 2 de agosto de 1962, los químicos de Argonne procedieron a realizar un experimento muy similar al efectuado por Yost y Kaye. Sin embargo, disponían de métodos mucho más sofisticados y efectivos para manejar el flúor, y contaban con amplias reservas de éste y de xenón.

Puesto que parecía evidente, por el número de moléculas RuF_6 consumidas (y por las primitivas predicciones teóricas de Pauling), que cada átomo de xenón estaría ligado a varios átomos de flúor, la mezcla fue pesada inclinando mucho el platillo de la balanza en favor del flúor. La mezcla consistía en cinco moléculas de flúor (que contenían diez átomos de flúor) por cada átomo de xenón. Si el xenón reaccionaba con el flúor, el número máximo absoluto de átomos de flúor con que podía ligar cada átomo de xenón era de ocho, por lo cual estaban destinados a terminar con el flúor restante.

Colocaron la mezcla en un recipiente de níquel con una capacidad de 90 centímetros cúbicos y la calentaron durante una hora a 400° C. Esperaban que, para entonces, algo del xenón habría reaccionado ya, y estaban ansiosos por descubrir si era así sin abrir el recipiente. Si no era así, podían intentar calentarla a temperatura más elevada o durante largos intervalos.

Lo que hicieron entonces fue enfriar rápidamente el recipiente a –195° C. A esta temperatura, el flúor se convierte en líquido, pero un líquido que todavía continúa desprendiendo una considerable cantidad de vapor. Por otra parte, el xenón se congela en sólido a una temperatura tan baja.

El recipiente de níquel fue conectado entonces a una bomba aspirante y se extrajeron los vapores del interior. Se esperaba que todo el flúor habría sido extraído y quedaría tan sólo el xenón. Cualquier compuesto formado tendría seguramente un punto de fusión incluso más elevado que el xenón, y, por tanto, también permanecería dentro del recipiente.

Una vez extraídos los vapores, quedando tan sólo xenón (y posiblemente algún compuesto de xenón), el recipiente fue cerrado de nuevo y calentado lentamente. El xenón se convertiría poco a poco en un gas mientras que cualquier compuesto, así era de esperar, permanecería en estado sólido.

En primer lugar, sabían exactamente cuánto xenón estaba presente. Si la presión del xenón resultaba tener el valor ya conocido, entonces no se había formado ningún compuesto. Si descendía la presión, entonces cabía esperar que se había formado un compuesto. Cuanto más bajase la presión, tanto más compuesto se habría formado.

Ante su alegría, virtualmente no se halló presión alguna de xenón. Al parecer, todo el xenón había formado un compuesto con flúor tras una hora a 400° C. Era así de sencillo. Repitieron el experimento cierto número de veces, y obtuvieron el compuesto, que resultó ser un sólido razonablemente estable a temperatura ambiente. Incluso lo calentaron suavemente hasta convertirlo en vapor, que solidificado de nuevo sobre una superficie fría, fue formando hermosos cristales transparentes.

Era sencillo analizar el compuesto y demostrar que su molécula estaba integrada por un átomo de xenón y cuatro de flúor. Los químicos de *Argonne* habían formado el *tetrafluoruro de xenón*, XeF_4.

Este logro fue rápidamente anunciado. Si antes se produjo gran excitación entre los químicos, ahora se formó un enorme alboroto. Por todas partes, los químicos empezaron a trabajar con los compuestos de gases nobles.

Pronto, en *Argonne* y en otros lugares, se prepararon otros dos fluoruros de xenón. Cuando una mezcla de xenón y flúor era expuesta a la acción de la luz ultravioleta, se formaba el *bifluoruro de xenón* (XeF_2). Cuando el xenón se mezclaba con una cantidad particularmente elevada de flúor (un átomo de xenón para veinte moléculas de flúor), entonces se formaba *hexafluoruro de xenón* (XeF_6).

Los tres fluoruros forman cristales incoloros que permanecen completamente estables a temperatura ambiente. En realidad, son tan estables que, calentados con cuidado, pueden establecerse sus puntos de fusión. Cuanto mayor es la cantidad de flúor en la molécula, tanto menor es el punto de fusión: el del XeF_2 es de 140° C, el del XeF_4, aproximadamente de 114° C, y el del XeF_6, de 46° C. El XeF_2 se disuelve en agua con facilidad y se descompone gradualmente en xenón y flúor, el cual reacciona enseguida con el agua para formar oxígeno y HF.

Los fluoruros de xenón emiten vapor fácilmente, incluso cuando todavía se encuentran en estado sólido. Tanto el XeF_2 como el XeF_4 desprenden vapores incoloros, pero el del XeF_6 es de un pálido amarilloverdoso, más bien como el color del propio flúor. El olor del vapor del XeF_2 es penetrante y nauseabundo.

Sin embargo, la presa del flúor sobre el átomo de xenón es algo precaria, y las moléculas del fluoruro de xenón se descomponen con facilidad. De esta manera, si cualquiera de los fluoruros es mezclado con hidrógeno, los átomos de flúor se unen a los átomos de hidrógeno para formar fluoruro de hidrógeno, y el xenón gaseoso queda rezagado.

Se hicieron intentos para obtener compuestos de otros gases nobles. A pesar de la dificultad de trabajar con el radón, se obtuvieron algunos resultados en *Argonne*. Se

calentaron minúsculas cantidades de radón con flúor y, al parecer, se formó un fluoruro de radón, aunque no es seguro cuál fluoruro fue el obtenido. El fluoruro de radón, tal como era de esperar, mostró signos de ser más estable que los fluoruros de xenón.

Puesto que el radón tiene un potencial de ionización inferior al del xenón, se dedujo que elementos menos electronegativos que el flúor podían formar compuestos con el radón. Sin embargo, no se observó ninguna reacción entre el radón y el oxígeno o el cloro (el segundo y tercero de los elementos más electronegativos).

El criptón presentaba el problema inverso. Podía ser obtenido en cantidades razonables, siendo más corriente que el xenón, pero el potencial de ionización del criptón era más elevado que el del xenón, de manera que era de esperar que los compuestos de criptón se formasen con mayor dificultad y fueran menos estables una vez formados. Y así resultó.

En realidad, cuando el criptón y el flúor se calentaron juntos en un recipiente de níquel en las mismas proporciones y en idénticas condiciones que son suficientes para el xenón, nada ocurrió; no se formó compuesto alguno del criptón. Ni el criptón ni el flúor reaccionaron al ser expuestos a los rayos ultravioleta.

Sin embargo, cuando unos químicos de la *Universidad Temple* de Filadelfia pasaron chispas eléctricas a través de una mezcla de criptón y flúor, obtuvieron el *tetrafluoruro de criptón* (KrF_4). Más tarde, el *bifluoruro de criptón* se consiguió en la *Universidad de California* cuando se lanzaron corrientes eléctricas a través de mezclas de criptón y flúor a temperaturas de nitrógeno líquido.

El tetrafluoruro de criptón forma preciosos cristales transparentes, lo mismo que hace el tetrafluoruro de xenón, pero el tetrafluoruro de criptón es mucho menos estable. Con el propósito de evitar que el tetrafluoruro de criptón se descomponga en criptón y flúor debe ser almacenado a temperaturas muy por debajo de cero.

El argón, neón y helio tienen sucesivamente potenciales de ionización más elevados que el criptón; todavía no se ha conseguido nada al obligarles a combinarse con cualquier sustancia, ni siquiera con flúor. Considerado en conjunto este tema, vemos que de los seis gases nobles, el helio, neón y argón siguen todavía sin crear compuestos hasta el momento; el criptón forma unos pocos compuestos bastante inestables; y el radón puede ser únicamente el origen de cantidades minúsculas de compuestos.

En tal caso, el xenón continúa siendo el gas en que hay que concentrarse por lo que se refiere a compuestos de gas noble. Tan sólo son idóneos los compuestos de xenón para ser formados en cantidades adecuadas y con estabilidades razonables.

Xenón y oxígeno

Aunque el xenón no reaccione directamente con el oxígeno, se halló que era posible formar compuestos de xenón y oxígeno indirectamente mediante el método de comenzar con los fluoruros de xenón, en vez de con el propio xenón.

Parecía lógico comprobar si el hexafluoruro de xenón, como el fluoruro de hidrógeno, podía no reaccionar con el bióxido de silicio (sílice: SiO_2). Se colocó una pequeña cantidad de XeF_6 en una redoma de cuarzo (el cuarzo está formado por sílice) y calentado hasta el punto en que el XeF_6 se presentaba como el vapor amarillento verdoso. En efecto, la superficie interna de la redoma fue grabándose lentamente al aguafuerte durante los dos días siguientes mientras que el color amarillento verdoso desaparecía.

Al parecer, dos moléculas de hexafluoruro de xenón contribuían cada una con dos átomos de flúor, que sustituían a los átomos de oxígeno en el bióxido de silicio para formar el tetrafluoruro de silicio. Los átomos de oxígeno cedidos por el bióxido de silicio entraban, en cambio, en el compuesto de xenón, cada átomo de oxígeno sustituía a los dos átomos de flúor. Todo esto puede quedar representado en la ecuación química siguiente:

$$2\ XeF_6 + SiO_2 \longrightarrow 2XeOF_4 + SiF_4$$

El nuevo compuesto, $XeOF_2$, es el *oxitetrafluoruro de xenón*, y fue el primer compuesto de gas noble que contenía oxígeno descubierto.

Si se le permite al oxitetrafluoruro de xenón reaccionar más ampliamente con el bióxido de silicio adicional, se ceden más átomos de flúor al silicio, y en su lugar se aceptan átomos adicionales de oxígeno, hasta que finalmente sólo queda formado un compuesto de xenón y oxígeno. Éste es el *trióxido de xenón* (XeO_3).

Los fluoruros de xenón reaccionan también con agua (H_2O). Los átomos de flúor captan los átomos de hidrógeno para formar fluoruro de hidrógeno. El destino del xenón y del oxígeno difiere según el particular fluoruro de xenón que se emplee.

Si el bifluoruro de xenón (XeF_2) reacciona con agua, el xenón y el oxígeno son liberados como gases separados. Si el hexafluoruro de xenón (XeF_6) reacciona con agua, el xenón y el oxígeno se combinan para formar trióxido de xenón (XeO_3). Si el tetrafluoruro de xenón (XeF_4) reacciona con agua, tiene lugar un poco de todo ello; se forman trióxido de xenón, xenón y oxígeno.

El oxitetrafluoruro de xenón se diferencia de los fluoruros de xenón en que tiene un punto de fusión muy inferior, –28° C. A la temperatura ambiente, es un líquido claro, incoloro, que fácilmente desprende vapores.

Por otra parte, el trióxido de xenón es peligroso. El oxígeno, al ser menos electronegativo que el flúor, forma un compuesto con el xenón con mayor dificultad y se une al átomo de xenón de manera más precaria. El oxígeno está mucho más predispuesto a liberarse, por así decirlo, que el flúor; cuando el oxígeno se libera, lo hace todo a la vez y entonces el trióxido de xenón explota. Explotará bajo calentamiento suave, o cuando es frotado, e incluso, algunas veces, sin razón alguna visible. Al explotar, forma los dos gases, xenón y oxígeno, y, por consiguiente, no deja residuo alguno; simplemente, desaparece.

Para empeorar las cosas, si el tetrafluoruro de xenón o el hexafluoruro de xenón (en sí mismos completamente seguros) llegan a humedecerse, puede formarse algo de trióxido de xenón y, a veces, explotar. En los primeros meses de investigaciones sobre los compuestos de gas noble, se produjeron algunas explosiones de este tipo, por fortuna, ninguna de ellas grave. Los químicos aprendieron a mantener el fluoruro de xenón todo lo más seco posible cuando estaban almacenados, y después ya no hubo más problemas de esta clase.

El trióxido de xenón se disuelve con facilidad en agua y, cuando está en solución, es por completo seguro. Puede ser considerado como combinado con una molécula de agua en solución para formar el H_2XeO_4, un compuesto llamado *ácido xénico*.

Si el hexafluoruro de xenón es disuelto en agua que contiene hidróxido de sodio en las condiciones adecuadas, se forma un compuesto llamado *perxenato de sodio* (Na_4XeO_6). También pueden formarse otros compuestos en los cuales están implicados los átomos de metales distintos al sodio. Estos compuestos son todos sólidos blancos, estables a temperatura ambiente.

Se pueden obtener otros compuestos de xenón y todavía podrán conseguirse otros más. Algunos químicos, por ejemplo, sustentan la teoría de que podrían obtenerse

óxidos y fluoruros, como el XeO_2 y XeF. Incluso se sugiere la probabilidad del XeN_2 (nitruro de xenón). Si se obtuviese este último compuesto, sería el primer compuesto conocido de un gas noble con nitrógeno.

Usos de los compuestos de gas noble

Ahora que ya tenemos compuestos de gases nobles, ¿para qué sirven?

En realidad, y a lo sumo, sus usos serán siempre limitados, ya que nada de lo que se haga con ellos podrá dar como resultado algo que no sea una sustancia rara por su escasez. Esto significa que los compuestos de xenón, por mucho que se mejoren las técnicas de preparación, continuarán siendo raros y caros. Nunca serán empleados en una escala realmente amplia.

Pero existen usos a pequeña escala que pueden ser estimables. Por ejemplo, el xenón es difícil de almacenar en forma concentrada, como elemento. Es un gas, y, en condiciones ordinarias, un litro de este gas pesa tan sólo unos 6 g. Para comprimir más xenón dentro de este litro, se puede enfriar convirtiéndolo en líquido. Un litro de xenón líquido pesa aproximadamente 3.500 g. Sin embargo, mantener el xenón líquido es una difícil tarea, ya que debe ser conservado a menos de –107° C.

Para mantener xenón concentrado a temperaturas normales, debe ser colocado bajo presión. Una presión igual a unas seiscientas veces la de la atmósfera comprimirá 3.500 g. de xenón gaseoso en un litro. Pero comprimir el gas es también una tarea difícil, y tanto los gases, licuados como los gases comprimidos ofrecen algunos peligros.

Supongamos, en cambio, que no se intente almacenar xenón en estas condiciones, sino formar bifluoruro de xenón, y almacenar éste. La densidad del bifluoruro de xenón es aproximadamente de 4,3 g por centímetro cúbico. Un litro de cristales bien apretados de este compuesto pesará alrededor de 4.000 g. Puesto que el 78% del peso del bifluoruro de xenón es xenón, este litro de bifluoruro de xenón deberá contener aproximadamente 3.000 g de xenón. En otras palabras, como bifluoruro de xenón éste puede ser almacenado casi de forma tan compacta como si hubiese sido licuado; además, no se necesitarán bajas temperaturas ni altas presiones.

Por un razonamiento similar, los fluoruros de xenón representan una manera cómoda de almacenar flúor a enorme concentración. Un litro de hexafluoruro de xenón puede contener más de 1.300 g de flúor comparado con 1.700 g en un litro de flúor líquido. Como hexafluoruro de xenón, el flúor podrá ser almacenado en forma compacta sin necesitar bajas temperaturas o altas presiones; y el hexafluoruro de xenón es mucho más seguro de lo que sería el flúor líquido.

Además, el xenón y el flúor son ambos fáciles de extraer cuando están almacenados como fluoruros de xenón. Los fluoruros de xenón se descomponen con facilidad para producir un exceso de flúor elemental que reaccionará entonces con otras sustancias presentes, de modo que los fluoruros de xenón serán capaces de actuar como útiles *agentes de fluorización* para llevar a cabo reacciones especializadas. Y, desde luego, el xenón quedará retrasado, bien para ser utilizado para sus propios propósitos especializados, o bien para quedar disponible para combinarse con posteriores reservas de flúor.

La utilidad general de los agentes de fluorización se ha incrementado desde la Segunda Guerra Mundial. En el transcurso del creciente interés por el flúor durante la

preparación de la bomba atómica, se deseó, por ejemplo, producir grasas que pudieran contrarrestar la acción del flúor. Las grasas corrientes no podían conseguirlo.

Muchas grasas son compuestos orgánicos, es decir, compuestos elaborados por moléculas que contienen largas cadenas o anillos de átomos de carbono[18]. En los compuestos orgánicos corrientes, los átomos de carbono están ligados principalmente a átomos de hidrógeno, con otros átomos (en particular de oxígeno y de nitrógeno) añadidos aquí y allá. Los compuestos orgánicos son, pues, primariamente *hidrocarbonos* en su constitución.

Sin embargo, a principios de la década de los cuarenta, se descubrió que los átomos del flúor podían sustituir a los átomos de hidrógeno dondequiera que se presentasen en las cadenas y anillos de hidrocarbono. De este modo, se podría formar un conjunto de series de *fluorocarbonos*. Las grasas fluorocarbono era justamente lo que se necesitaba, puesto que, al haberse añadido ya el flúor a la molécula en cada punto posible, la sustancia era inmune a cualquier ataque posterior.

Por añadidura, el flúor se adhiere más estrechamente al átomo de carbono que el hidrógeno, de modo que los fluorocarbonos no toman parte en reacciones químicas tan pronto como los hidrocarbonos. Son más resistentes al calor, no se inflaman, y no son afectados por el agua o por líquidos que disuelven corrientemente las sustancias orgánicas. No son tóxicos; están a prueba de agua; no son conductores de una corriente eléctrica. Los plásticos elaborados con fluorocarbonos son más inertes que los elaborados con hidrocarbonos. Por ejemplo, las sartenes se recubren de plástico de fluorocarbono, el cual no se descompone incluso con el calor de la fritura. Tales sartenes pueden ser empleadas sin grasas, ya que los alimentos no se adherirán al fluorocarbono inerte.

Los químicos están arañando únicamente la superficie de lo que puede llegar a ser un mundo en extremo intrincado de compuestos de fluorocarbono y también de compuestos de fluorohidrocarbono. Es posible que algunos de ellos se puedan formar más fácilmente mediante tratamiento con fluoruros de xenón mejor que con ningún otro compuesto, y esto sólo ya puede hacer que los compuestos de gases nobles «valgan la pena».

El fluoruro de xenón presenta una ventaja adicional sobre la mayor parte de los demás fluoruros en que una vez que se emplea el flúor en alguna reacción, ya no son necesarias las precauciones, puesto que no queda ningún resto que necesite ser eliminado. El xenón que queda es un gas que regresa en primer lugar a la atmósfera de la que procede. No es tóxico, ni inflamable, ni explosivo, inodoro, en resumen, es completamente inofensivo. A elevadas concentraciones, es un anestésico, pero tales concentraciones no es probable que se hallen en el trabajo corriente con los fluoruros de xenón.

El trióxido de xenón y los perxenatos figuran entre los compuestos más activos conocidos. Se mantienen juntos por casualidad, y en presencia de otras sustancias se separan fácilmente permitiendo que el átomo de oxígeno se combine con otras sustancias. Estos compuestos xenón/oxígeno se hallan, en consecuencia, entre los más fuertes *agentes oxidantes* conocidos.

El trióxido de xenón (que no es raro que pueda ser empleado como un explosivo especializado a pequeña escala) ha sido usado realmente, por ejemplo, para aportar cambios químicos que afecten al elemento plutonio. El plutonio es un elemento fabricado por el hombre que no se presenta en la Naturaleza, excepto en escasos vestigios, pero es útil en relación con las armas nucleares.

Sólo podrá trabajarse con el plutonio a muy pequeña escala, por lo cual sería más benéfico emplear trióxido de xenón en las reacciones con el plutonio, en particular

[18] Los importantes compuestos de tejido vivo se componen de tales moléculas; de ahí el nombre de «orgánico».

cuando se comprueba que el residuo que queda después de ser consumido el trióxido es sólo agua y xenón. No existe problema de contaminación.

No cabe duda de que se descubrirán otros usos.

Comentarios finales

De cualquier modo, el servicio que prestan los compuestos de gas noble es inestimable.

A veces, los científicos muestran tendencia a darse por satisfechos. Tienden a opinar que muchas cosas son «conocidas» y ya están «resueltas», y algunas veces están demasiado dispuestos a realizar declaraciones categóricas.

Sin duda alguna, los químicos no dijeron, como debieron haber hecho: *«Hasta donde sabemos, los gases nobles no forman compuestos»*, sino que manifestaron (lo que no debieron hacer): *«Los gases nobles no pueden formar compuestos en ninguna circunstancia»*.

Por esta razón, el descubrimiento de los compuestos de gases nobles representó una gran conmoción para algunos químicos y una saludable lección para todos. El Universo es un lugar muy complicado y es muy poco lo que nos hemos adentrado en él. Incluso aquellas partes del Universo que creemos conocer muy bien pueden encerrar todavía grandes sorpresas.

El científico nunca puede apoltronarse con demasiada tranquilidad en sus opiniones; nunca debe estar desprevenido. Pasará un largo período de tiempo, así lo esperamos, antes que se olvide de la lección que representó el descubrimiento de los compuestos de los gases nobles.

A pesar de todo, no pasemos tampoco al otro extremo de pensar que los químicos han fracasado en su tarea más de lo que realmente han fallado. Algunas personas que no son científicos han observado los acontecimientos de los últimos años con enorme júbilo. Esto es comprensible. Siempre resulta divertido cuando un grave y ensoberbecido individuo sufre de repente un accidente que pone en ridículo su dignidad. Es muy humano reírse. Cuando los científicos «sabelotodo» son sorprendidos de pronto, tienen que esperarse las burlas.

No obstante, debemos saber de qué nos estamos riendo. No es verdad, como han dicho algunos críticos, que los científicos, como grupo, son autoritarios; que hacen declaraciones que deben ser aceptadas como verdades evangélicas; que tienen tanta fe en las antiguas teorías que se olvidan de ponerlas ya en entredicho.

La historia de los gases nobles no es una prueba de que todo esto sea cierto; más bien es una evidencia de que no lo es.

Es posible que muchos químicos aceptaran el hecho de que los gases nobles no formaban compuestos, pero otros muchos estaban plenamente convencidos de que podían lograrlo. En realidad, la historia de la Química del siglo XX contiene un buen número de ejemplos de químicos que intentaron formar compuestos de gases nobles de un modo u otro.

A algunas personas les puede parecer (lo he oído decir) que todos los químicos tenían que haber desaprobado la completa inercia de los gases nobles y tenían que haber mezclado xenón y flúor en un recipiente de níquel, y que cualquiera de ellos pudo haberlo hecho en cualquier momento durante los últimos setenta años. El único motivo por el cual no lo hicieron, continúan diciendo los críticos, se debió a que los químicos

estaban tan seguros de que no daría resultados que ni siquiera se molestaron en intentarlo.

Todo esto es una tontería. Hay dos razones básicas por las cuales los químicos no experimentaron con xenón y flúor y no implican nada tan torpe como «sabiendo por anticipado que no daría resultado».

En primer lugar, los científicos tienen muchas aficiones[19], y muy pocos químicos antes de la década de los sesenta estaban interesados en la química del flúor o de los gases nobles. Como ejemplo, mi propio campo de investigación en la década de los cincuenta era el de los ácidos nucleicos. No se puede concebir que jamás hubiese soñado con trabajar con xenón y flúor, con independencia de mis opiniones sobre la posibilidad de que pudieran formar un compuesto.

Segundo, incluso si un químico hubiese deseado comprobar el problema del xenón y el flúor, se habría enfrentado con obstáculos insuperables. El xenón era escaso y difícil de conseguir. El flúor era peligroso y difícil de obtener. Antes de la Segunda Guerra Mundial, cualquier químico que intentara mezclar xenón y flúor probablemente hubiese obtenido resultados poco concluyentes, tal como les sucedió a Yost y Kaye a causa de lo primitivo de su equipo o bien, si no era cuidadoso, podía haber terminado muerto.

Sólo durante la década de los cuarenta los químicos aprendieron a manejar el flúor con seguridad. Se debía emplear un equipo especial y tenía que conseguirse una particular experiencia.

Incluso en la década de los cincuenta sólo existían unos pocos lugares en el mundo donde el xenón y el flúor se podían experimentar con provecho. Los químicos empezaron entonces a trabajar en muchos aspectos valiosos de la química y tecnología del flúor, y, *a su debido tiempo*, llegaron al problema de los compuestos del gas noble.

La reacción concluyente entre el xenón y el flúor pudo haberse conseguido con éxito diez años antes de que lo fuera, pero (excepto a través de un golpe de asombrosa suerte) no mucho antes. En estas circunstancias, un retraso de diez años no es nada ilógico.

Otra cosa que se comenta algunas veces es que la formación de los compuestos de los gases nobles destrozó por completo las teorías químicas de valencia y derribó la noción de los químicos sobre el modo en que los átomos se hallan unidos en moléculas, dejándoles en un estado de absurda confusión.

¡Precisamente lo opuesto es el caso!

Los compuestos de los gases nobles hubiesen trastornado las simples teorías de valencia desarrolladas un centenar de años antes, en la época de Mendeléiev (véase pág. 24) cuando prácticamente se desconocía todo sobre la estructura de las moléculas, casi como sobre la estructura interna del átomo.

No obstante, a principios de la década de los treinta, Pauling y otros habían elaborado con detalle nuevas y mejores teorías de valencia, teorías que tenían en cuenta la existencia de electrones. Mediante el empleo de estas nuevas teorías de valencia fue como Pauling pudo predecir la posible existencia de fluoruros de xenón.

Cuando se formaron los fluoruros de xenón, no trastornaron las teorías químicas de valencia, sino que las *confirmaron*. Realmente, si se hubiese descubierto que los fluoruros de xenón *no* podían ser formados, *entonces* hubiera sido cuando los químicos se habrían sentido sorprendidos y tenido que empezar a rascarse la cabeza cavilando sobre lo que estaba equivocado.

Una vez que se formaron los compuestos de xenón, los químicos tuvieron una gran oportunidad de estudiar sus estructuras con todos los nuevos ingenios desarrollados en las dos últimas décadas, con el propósito de ver cómo estas estructuras encajaban con las modernas teorías electrónicas de valencia.

---

[19] Nunca debe olvidarse que el número de científicos es limitado y el número de problemas científicos, infinito.

¡La estructura de los compuestos de gases nobles encajaba en cada punto con las modernas teorías de valencia!

De todos modos, la aparición de los compuestos de gases nobles fue un descubrimiento asombroso y alentador; muchos químicos, cuyo campo de trabajo radicaba en otras materias y que no estaban familiarizados con los trabajos teóricos de Pauling, quedaron sorprendidos.

Y esto es bueno, ya que podemos mirar al futuro con los corazones en alto. Las sorpresas siempre existirán en todas partes. La ciencia no es siempre una severa y avinagrada amante controlando nuestra tarea, sino que tiene sus momentos de jovialidad y desenvoltura, ¿y quién puede quejarse de ello?

Incluso los gases nobles, en sí mismos, que nos han ofrecido ya tantas sorpresas en el curso de la historia de la Química, puede que no hayan dicho todavía su última palabra.

Solamente necesitamos permanecer a la expectativa.

ALGUNOS DATOS NOTABLES EN LA HISTORIA DEL GAS NOBLE

1529 **Agricola** describe el fluorspar (fluorita, espato flúor).

1640 **Van Helmont** inventa la palabra «gas».

1665 **Newton** produce el espectro de luz.

1670 **Schwanhard** descubre vapores que graban al aguafuerte que emanan del fluorspar acidificado.

1727 **Hales** separa gases sobre agua.

1756 **Black** descubre el bióxido de carbono en el aire.

1766 **Cavendish** descubre el hidrógeno.

1771 **Scheele** estudia el «ácido fluórico».

1772 **Rutherford** descubre el nitrógeno.

1774 **Priestley** descubre el oxígeno.

1775 **Lavoisier** sugiere que el aire es una mezcla de oxígeno y nitrógeno.

1783 Los hermanos **Montgolfier** construyen el primer globo.

1785 **Cavendish** aísla un componente inerte de la atmósfera (argón).

1803 **Dalton** insinúa la teoría atómica.

1807 **Davy** aísla el potasio y el sodio.

1810 **Davy** demuestra que el cloro es un elemento.

1813 **Davy** demuestra que el «ácido fluórico» está integrado por hidrógeno y flúor.

1814 **Fraunhofer** estudia las líneas del espectro solar.

1815 Se publica la hipótesis de **Prout**.

1828 **Berzelius** rebate la hipótesis de **Prout**.

1848 **Kelvin** propone una escala absoluta de temperatura.

1859 **Kirchhoff** y **Bunsen** inventan el espectroscopio.

1860 **Kirchhoff** y **Bunsen** descubren el cesio por estudios espectroscópicos.

1861 **Angström** descubre hidrógeno en el Sol por métodos espectroscópicos.

1868 **Janssen** y **Lockyer** observan una nueva línea espectral (helio) en el Sol.

1869 **Mendeléiev** elabora la tabla periódica de los elementos.

1877 **Cailletet** licua oxígeno y nitrógeno.

1886 **Moissan** aísla el flúor.

1890 **Hillebrand** identifica gas absorbido (helio) como nitrógeno.

1892 **Rayleigh** publica su problema referente a la densidad del nitrógeno.

1894 **Rayleigh** y **Ramsay** descubren el argón.

1895 **Ramsay** descubre helio en la Tierra; **Linde** produce aire líquido en cantidad apreciable.

1896 **Becquerel** descubre la radiactividad.

1898 **Ramsay** y **Travers** descubren el criptón, neón y xenón; el matrimonio Curie descubre el polonio y el radio; Dewar licua el hidrógeno.

1900 **Dorn** descubre el radón; **Zeppelin** inventa el dirigible.

1901 Invención de la lámpara de vapor.

1904 **Ramsay** recibe el Premio Nobel de Química; **Rayleigh** recibe el Premio Nobel de Física.

1906 **Moissan** recibe el Premio Nobel de Química; **Campbell** descubre la radiactividad del potasio.

1908 **Kamerlingh-Onnes** licua el helio.

1909 **Rutherford** demuestra que las partículas alfa son núcleos de helio; anticipa la teoría del átomo nuclear.

1910 **Ramsay** demuestra que el radón es en realidad un gas noble.

1911 **Kamerlingh-Onnes** descubre la superconductividad; **Soddy** anticipa la teoría de los isótopos.

1912 **Thomson** demuestra la existencia de isótopos de neón.

1913 **Moseley** elabora el sistema de números atómicos; **Kamerlingh-Onnes** recibe el Premio Nobel de Física.

1914 **Langmuir** introduce el uso del argón en las bombillas eléctricas; **Franck** y **Hertz** elaboran el método de determinar los potenciales de ionización.

1919 **Aston** inventa el espectrógrafo de masa.

1926 El helio es solidificado.

1927 **Claude** inventa las «luces de neón»; se obtiene el bifluoruro de oxígeno.

1929 Se implanta la soldadura escudada en arco.

1932 **Pauling** prepara una lista de la electronegatividad de los elementos.

1933 **Pauling** predice la existencia de fluoruros de xenón; **Yost** y **Kaye** fracasan en su esfuerzo de preparar fluoruros de xenón; se descubre que las sustancias superconductoras son perfectamente diamagnéticas.

1935 Se descubre el helio II.

1945 Estalla la primera bomba atómica.

1956 Es descubierto el criotrón (usado a temperaturas de helio líquido).

1957 Se inventa la cámara de chispas (son empleados el helio y el neón).

1960 Se descubre el gas láser neón-helio que actúa de modo continuo.

1962 Se preparan por vez primera los compuestos de gases nobles.

ÍNDICE DE MATERIAS

CH

D

E

F

Yukawa, Hideki

Z

Zeppelin, conde Ferdinand von

Este libro se imprimió en los talleres
de Gráficas Guada, SA
Virgen de Guadalupe, 33
Esplugues de Llobregat.
Barcelona



Isaac Asimov ha publicado más de doscientas obras, la mayor parte de ellas, sobre temas científicos a nivel de alta divulgación. Su producción incluye trabajos sobre Astronomía, Biología, así como una enciclopedia de la Ciencia. Y, naturalmente, ha sido también un pionero de la ciencia-ficción, habiendo escrito algunos de los libros más famosos de este género, como, por ejemplo, «Viaje alucinante», en el que se combinan magistralmente la Ciencia y la más desbordante imaginación. En realidad, se puede decir que Isaac Asimov ha abarcado todos los campos, ya que también ha hecho incursiones afortunadas en la Historia, la Religión, la Literatura y la Geografía. Plaza & Janés cuenta en su fondo editorial con obras de Asimov tan famosas como «Las amenazas de nuestro mundo», «El código genético», «Fotosíntesis», «Introducción a la Ciencia», «Viaje alucinante» y «Vida y tiempo». Haciendo nuestras las palabras de Carl Sagan, podríamos decir que Asimov «es una fuente natural, un hombre del Renacimiento nacido fuera de su época... gracias a Dios».